

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

Г. І. Гуріна

ХАЛЬКОГЕНИ ТА ЇХНІ ПОХІДНІ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2019

УДК 546(075.8)

Г95

Автор

Гуріна Галина Іванівна, кандидат хімічних наук, доцент, завідувачка кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рецензенти:

Шемчук Леонід Антонович, доктор хімічних наук, професор Харківського хіміко-фармацевтичного університету;

Хоботова Еліна Борисівна, доктор хімічних наук, професор кафедри технології дорожньо-будівельних матеріалів і хімії Харківського національного автомобільно-дорожнього університету

*Рекомендовано до друку Вченою радою ХНУМГ ім. О. М. Бекетова,
протокол № 9 від 29 березня 2019 р.*

Гуріна Г. І.

Г95 Халькогени та їхні похідні : навч. посібник / Г. І. Гуріна; Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2019. – 219 с.

У посібнику викладено основні властивості, методи одержання, роль халькогенів у біохімічних та хіміко-технологічних процесах. У посібнику до всіх розділів наведено необхідні завдання для самостійної роботи студентів.

Для студентів вищих навчальних закладів хімічних та нехімічних спеціальностей всіх форм навчання.

УДК 546(075.8)

© Г. І. Гуріна, 2019

© ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2019

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА	5
1 ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТІВ VI-A ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК	7
1.1 ОКСИГЕН	7
1.1.1 Загальна характеристика	7
1.1.2 Одержання кисню	9
1.1.3 Фізичні властивості кисню	11
1.1.4 Хімічні властивості Оксигену	12
1.1.5 Застосування кисню	15
1.1.6 Озон	15
1.1.7 Сполуки Оксигену	18
1.2 СУЛЬФУР	21
1.2.1 Основні фізико-хімічні властивості сірки як простої речовини	21
1.2.2 Способи одержання сірки	22
1.2.3 Фізичні властивості сірки	22
1.2.4 Хімічні властивості сірки	23
1.2.5 Властивості бінарних сполук сульфур	26
1.2.6 Способи одержання та властивості оксигеновмісних кислот сульфур	43
1.2.7 Солі оксигеновмісних кислот	53
1.3 СЕЛЕН	60
1.3.1 Основні фізико-хімічні властивості селену як простої речовини	60
1.3.2 Способи одержання селену	61
1.3.3 Хімічні властивості селену	62
1.3.4 Властивості бінарних сполук селену	67
1.3.5 Способи одержання та властивості оксигеновмісних кислот селену та їх солей	73

1.4 ТЕЛУР	79
1.4.1 Основні фізико-хімічні властивості телуру як простої речовини	79
1.4.2 Способи одержання телуру	80
1.4.3 Фізичні властивості телуру	81
1.4.4 Хімічні властивості телуру	81
1.5 ПОЛОНІЙ	95
1.5.1 Основні фізико-хімічні властивості полонію як простої речовини	95
1.5.2 Способи одержання полонію	95
1.5.3 Фізичні властивості полонію	95
1.5.4 Хімічні властивості полонію як простої речовини	96
2 БІОГЕННІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VI-A ГРУПИ	99
2.1 КИСЕНЬ	99
2.2 СІРКА	103
2.3 СЕЛЕН	105
2.4 ТЕЛУР І ПОЛОНІЙ	106
3 ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ	108
3.1 ВАРІАНТИ ЗАВДАНЬ ДЛЯ ВИКОНАННЯ ПОЗААУДИТОРНОЇ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ	108
3.2 ВАРІАНТИ ЗАВДАНЬ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ АУДИТОРНОЇ РОБОТИ	120
СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ	137
ДОДАТКИ	138

ПЕРЕДМОВА

Це видання створене відповідно до навчальної програми з курсу неорганічної хімії для студентів хімічних та нехімічних спеціальностей. Потреба в посібнику, в якому докладно розглянуто властивості халькогенів та їхніх сполук, зумовлена тим, що ці елементи відіграють значну роль у біологічних та хіміко-технологічних процесах, проте у традиційних підручниках вони розглянуті дуже стисло.

Структура посібника побудована в такий спосіб, щоб на підставі загальної характеристики халькогенів: електронної структури атомів, потенціалів іонізації, спорідненості до електрона, електронегативності, ступенів окиснення аналізувати можливі кислотно-основні та окисно-відновні властивості оксигену й халькогенів, роль халькогенів у природі та організмі людини, у біохімічних і хіміко-технологічних процесах.

У посібнику велику увагу приділено методам добування халькогенів, при цьому викладено як традиційні, так і сучасні способи їх одержання, докладному розгляду фізичних і хімічних властивостей халькогенів та їхніх сполук. Для останніх наведено реакції їх одержання та ті реакції, в яких вони є вихідними речовинами для отримання інших, важливих для промисловості речовин. Ці дані подано у формі таблиць, у яких зазначено тип реакцій і найважливіші технологічні параметри.

Не менш важливим є розділ, присвячений біологічній ролі сполук, що розглядаються. Цю роль важко переоцінити внаслідок того, що вони входять до складу життєвих органів і вкрай потрібні для нормального функціонування організму людини та тварин.

Оксиген, халькогени та їхні сполуки є також основою багатьох лікарських препаратів та засобів, що поліпшують стан здоров'я людини. Крім того, оксиди, сульфіді, селеніди належать до групи життєво необхідних мікроелементів, добова потреба організму в яких є різною. Дані щодо обсягу цієї потреби та обґрунтування її необхідності також подано у цьому посібнику.

З метою організації ефективної позааудиторної та аудиторної самостійної роботи студентів у посібнику наведено 50 варіантів завдань, що дасть змогу студентам засвоїти навчальний матеріал не тільки з певної теми, а також і за інших розділів неорганічної хімії. Крім того, студенти мають можливість удосконалити навички розв'язання розрахункових задач, складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

У додатках подано довідковий матеріал: термодинамічні характеристики речовин, стандартні електродні потенціали деяких систем, довжина хвиль спектра й відповідні їм кольори, константи іонізації кислот й основ у воді, густина розчинів деяких кислот, лугів та амоніаку, розчинність деяких солей та основ у воді, добуток розчинності малорозчинних речовин.

1 ХАРАКТЕРИСТИКА ЕЛЕМЕНТІВ VI-A ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ ЕЛЕМЕНТІВ ТА ЇХНІХ СПОЛУК

${}_8\text{O} \dots 2s^2 2p^4$		${}_{16}\text{S} \dots 3s^2 3p^4$		${}_{34}\text{Se} \dots 4s^2 4p^4$	
13,62	16,00	10,36	32,00	9,75	78,96
0,066	1,29	0,105	2,07	0,116	4,79
3,5	-219	2,5	115	2,4	217
${}_{52}\text{Te} \dots 5s^2 5p^4$		${}_{84}\text{Po} \dots 6s^2 6p^4$			
9,01	127,60	8,43		208,98	
0,143	6,25	0,176		9,32	
2,1	450	2,0		282	

Рисунок 1.1 – Фізичні властивості халькогенів

1.1 Оксиген

1.1.1 Загальна характеристика

Оксиген (лат. Oxxygenium той що народжує вогонь, грец. – oxûs – кислий і γεννάω – народжую) – O, хімічний елемент VI-A групи періодичної системи, атомний номер 8, атомна маса 15,994. Природний кисень складається з трьох стабільних ізотопів: ${}^{16}\text{O}$ (99,759 %); ${}^{17}\text{O}$ (0,037 %) і ${}^{18}\text{O}$ (0,204 %). Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Оксигену $[\text{He}]2s^2 2p^4$; енергія іонізації $\text{O}^0 \rightarrow \text{O}^1 \rightarrow \text{O}^{2+}$ дорівнює відповідно 13,62; 35,12 еВ; електронегативність за Полінгом 3,5 (найбільш електронегативний елемент після Флуору); спорідненість до електрона 1,467 еВ; ковалентний радіус $6,6 \cdot 10^{-2}$ нм.

Молекула кисню двоатомна. Існує також алотропна модифікація кисню – озон O_3 . Міжатомна відстань у молекулі кисню становить 0,12 нм.

У звичайному стані два валентних електрони молекули кисню O_2 перебувають на розпушених орбіталях $\pi^{\text{po}3\text{п}}_{2\text{py}}$ і $\pi^{\text{po}3\text{п}}_{2\text{pz}}$ не спарені, завдяки чому кисень O_2 парамагнітний (єдина парамагнітна газувата речовина, яка складається з гомоядерних двоатомних молекул).

Оксиген – найширший елемент на Землі. В атмосфері масова частка кисню становить 23,1 % і об'ємна частка близько 21 %. Масова частка зв'язаного Оксигену в гідросфері та літосфері становлять відповідно 85,8 і 47,0 %. Відомо понад ніж 1 400 мінералів, до складу яких входить Оксиген. Втрата кисню в атмосфері шляхом окиснення, зокрема згорання, гниття та дихання, поповнюється виділенням кисню рослинами внаслідок фотосинтезу. Оксиген входить до складу всіх речовин, із яких побудовані живі організми; в організмі людини масова частка кисню дорівнює приблизно 65 %.

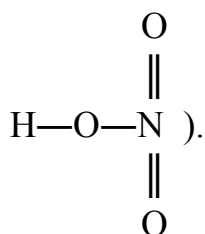
Оксиген є також найпоширенішим елементом самої планети Земля: 52,3 % усіх складників атомів земної кори припадають на Оксиген.

Завдяки кількісній перевазі й великій хімічній активності Оксиген значною мірою визначає форми існування на Землі всіх інших елементів. Форми сполучання елементів з Оксигеном слугують основою класифікації неорганічних сполук.

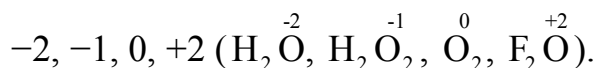
Атом Оксигену, розташований у головній підгрупі VI групи періодичної системи елементів, має електронну будову $1s^2 2s^2 2p^4$, структуру його зовнішнього електронного шару можна подати такою схемою.

Унаслідок наявності двох непарних *p*-електронів атом Оксигену може утворювати з атомами інших елементів два хімічних зв'язки, тому сполуки, утворені Оксигеном з одновалентними елементами, мають формулу E_2O .

Атом Оксигену може утворювати також донорно-акцепторний зв'язок, виступаючи або як донор – за рахунок своєї неподіленої пари зовнішніх електронів (наприклад, при утворенні іона гідроксонію H_3O^+), або як акцептор – за рахунок вільної орбіталі, яка з'являється у нього при збудженні шляхом спарювання двох непарних електронів (наприклад, у молекулі нітратної (V) кислоти



Залежно від природи атомів, із якими Оксиген вступає в хімічну взаємодію, ступінь його окиснення може бути різним:



За значенням електронегативності Оксиген поступається тільки Флуору. Сполуки Оксигену з Флуором є унікальними, через те, що тільки в цих сполуках Оксиген має додатний ступінь окиснення.

Оксиген має дві алотропних модифікації: кисень та озон. Найстійкішою є перша модифікація: енергія дисоціації молекули O_2 на атоми становить 493 кДж/моль; дисоціація молекули стає помітною тільки при 2 000°C. Молекула кисню парамагнітна, що свідчить про наявність у ній непарних електронів.

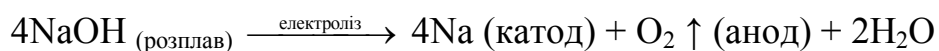
Кисень – безбарвний газ, не має запаху та смаку. Температура кипіння: –183 °C, температура плавлення: –218,9 °C. Вага 1 л кисню за нормальних умов становить 1,429 г. Кисень дещо важчий за повітря (густина за повітрям 1,105), тому його можна збирати у відкриті посудини, повноту заповнення яких перевіряють за спалахуванням тліючої палички.

У воді кисень розчиняється в дуже невеликій кількості: в 1 л води за температури 20 °C і тиску $1,013 \cdot 10^5$ Па розчиняється 31,1 мл кисню; тому його можна збирати в пробірки, циліндри або газометри, використовуючи спосіб витіснення води.

1.1.2 Одержання кисню

Кисень можна одержати з розчинів пероксиду гідрогену та пероксидів лужних металів, шляхом електролізу води, з повітря (основне джерело промислового одержання). Кисень, одержаний шляхом термічного розкладання різних сполук, зазвичай містить домішки (хлор, діоксид Нітрогену, озон тощо), від яких його очищають послідовним пропусканням крізь промивні склянки з розчином лугу (тут поглинаються всі леткі домішки кислотного характеру) і з концентрованою H_2SO_4 , яка утримує пари води.

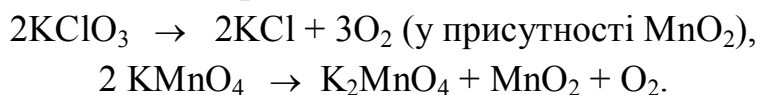
У промисловості кисень одержують із повітря методом низькотемпературної ректифікації. Його виробляють також, разом з воднем, у процесі промислового електролізу води, до якої з метою поліпшення електропровідності додають сульфатну кислоту або натрій гідроксид, іноді – натрій сульфат із масовою часткою 25–30 %, а також електролізом розплавів лугів:



Виробляють також «медичний кисень» з $\omega(O_2) = 99,5 \%$.

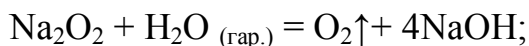
Для дихання в замкнених приміщеннях (підводні човни, космічні апарати тощо) використовують тверді джерела кисню, дія яких ґрунтується на екзотермічній реакції між носієм кисню (натрій хлоратом чи перхлоратом) та паливом. Наприклад, суміш NaClO_3 з $\omega(\text{NaClO}_3) = 80\%$, порошкоподібного заліза з $\omega(\text{Fe}) = 10\%$, барій пероксиду з $\omega(\text{BaO}_2) = 4\%$ і скловолокна з $\omega = 6\%$ пресують у вигляді циліндрів. Після підпалювання така «киснева свічка» горить за швидкістю $0,15\text{--}0,20\text{ мм/с}$ із виділенням чистого, придатного для дихання кисню в кількості $240\text{ дм}^3/\text{кг}$.

У лабораторії кисень одержують найчастіше шляхом розкладання деяких оксидів або солей оксигенвмісних кислот (HgO , KMnO_4 , KClO_3 , KNO_3 тощо) при їх нагріванні, іноді в присутності каталізаторів. Схожі реакції належать до реакцій молекулярного окиснення-відновлення та характеризуються переходом електронів усередині молекули від одного складника частини до іншого. Наприклад:

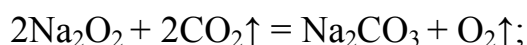


У лабораторних умовах кисень одержують із оксигенвмісних сполук шляхом:

– дії гарячої води на натрій пероксид:



– взаємодії натрій пероксиду з карбон (IV) оксидом за кімнатної температури:



– термічного розкладання калій нітрату в інтервалі температур $673\text{--}793\text{ К}$:



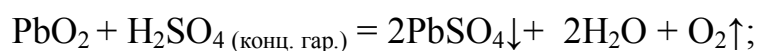
– термічного розкладання барій пероксиду за температури вищої від 1068 К :



– термічного розкладання плюмбум (IV) оксиду за температури 873 К :



– відновлення плюмбум (IV) оксиду внаслідок взаємодії з концентрованою гарячою сульфатною кислотою:



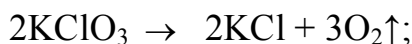
– розкладання гідроген пероксиду за кімнатної температури в присутності одного із каталізаторів – NaOH, MnO₂, Pt, Cu:



– термічного розкладання гідроген пероксиду за температури 423 К:



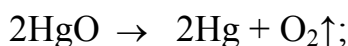
– термічного розкладання калій хлорату за температури 423–573 К у присутності каталізатора:



– термічного розкладання калій перхлорату за температури 823–893 К:



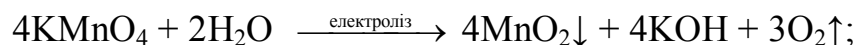
– термічного розкладання меркурій(II) оксиду за температури 723–773 К:



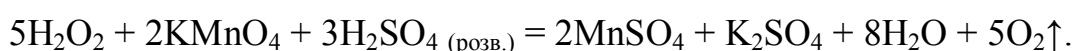
– термічного розкладання калій перманганату за температури 473–513 К або за температури 723–973 К:



– повільного розкладання калій перманганату водою за кімнатної температури:



– окиснення гідроген пероксиду калій перманганатом у кислому середовищі:



1.1.3 Фізичні властивості кисню

Кисень – безбарвна газувата речовина, яка не має запаху та смаку. Температура плавлення 54,3 К, температура кипіння 90,04 К, густина 1,428 95 г/дм³ за (н. у.).

Рідкий кисень існує в декількох кристалічних модифікаціях: α-O₂, β-O₂ і γ-O₂. Модифікація β – антиферомагнітна, α- і γ- – парамагнітні. Кристали α-, β- і γ-O₂ – світло-синього кольору.

Розчинність кисню за атмосферного тиску й температури 293 К у воді становить 0,031 см³/см³, найвища за цих умов – у метанолі: 0,255 7 см³/см³. Найкраще серед твердих речовин кисень поглинає платинова чернь й активне деревне вугілля. Благородні метали в розплавленому стані поглинають

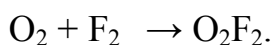
значні об'єми кисню, наприклад, за температури 1 233 К один об'єм срібла поглинає майже 22 об'єми кисню, який у разі охолодження практично повністю виділяється.

1.1.4 Хімічні властивості Оксигену

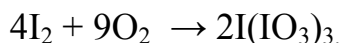
За звичайної температури реакційна здатність Оксигену незначна, але в разі нагрівання та в присутності каталізаторів вона дуже зростає. Молекула кисню в окислювальних процесах може реагувати за такими схемами:

1. $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$, наприклад:
 $S + O_2 \rightarrow SO_2 + 296 \text{ кДж};$
 $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + 881 \text{ кДж}.$
2. $O_2 + 2e^- \rightarrow [O_2]^{2-}$, наприклад:
 $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2 + 498 \text{ кДж}.$
3. $O_2 + e^- \rightarrow O_2^-$, наприклад:
 $K + O_2 \rightarrow KO_2 + 282 \text{ кДж}.$

Кисень відрізняється високою хімічною активністю з утворенням сполук з усіма елементами, крім He, Ne, Ar. Атом Оксигену в хімічних сполуках зазвичай приймає електрони і має негативний ефективний заряд. Сполуки, в яких електрони відтягуються від атома Оксигену, дуже рідкісні (наприклад, OF_2 та O_2F_2). З простими речовинами, крім Au, Pt, Xe, Kr, кисень реагує безпосередньо за звичайних умов або в разі нагрівання, а також у присутності каталізаторів. Реакції з галогенами перебігають під дією електричного розряду або УФ випромінювання. У реакціях з усіма простими речовинами, крім фтору, кисень є окисником:



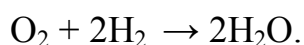
Безпосередньо з Cl_2 , Br_2 та At_2 кисень не взаємодіє. Реакцію I_2 з киснем подають таким рівнянням реакції:



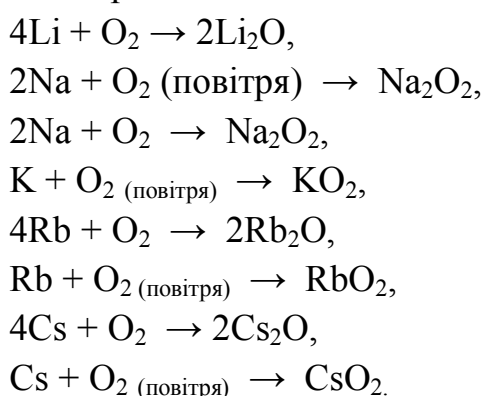
Молекула кисню утворює три різні йонні форми, кожна з яких дає початок класу сполук: O_2^{2-} – пероксидам, O_2^- – над пероксидам, O_2^+ – діоксигенильним сполукам. Молекула кисню приєднується як слабкий ліганд до деяких комплексів феруму, кобальту, мангану, купруму. Серед таких сполук важливе значення має гемоглобін, який здійснює перенесення кисню в організмі теплокровних істот.

Реакції з киснем, які супроводжуються інтенсивним виділенням енергії, називають *горінням*. Велику роль відіграє взаємодія кисню з металами в присутності вологи – атмосферна корозія металів, а також дихання живих організмів і гниття. Складні органічні сполуки, загиблі тварини й рослини перетворюються в простіші – CO_2 і воду.

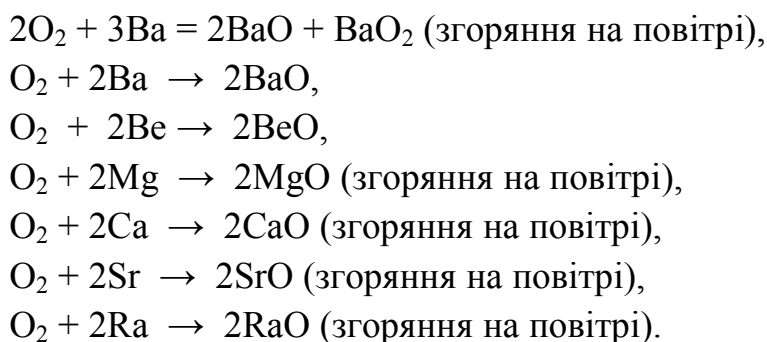
З воднем кисень взаємодіє з утворенням води та виділенням великої кількості тепла (286 кДж на 1 моль водню). За кімнатної температури реакція перебігає дуже повільно, але в присутності каталізаторів – порівняно швидко навіть уже за температури 353–373 К; за температури понад 823 К ця реакція супроводжується вибухом:



Серед елементів I-A групи найлегше реагують із киснем рубідій та цезій, які самозаймаються на повітрі. Калій, натрій і літій реагують із киснем повільніше, реакція прискорюється в присутності газуватої води. У разі спалювання лужних металів (крім літію) в атмосфері кисню утворюються пероксиди Me_2O_2 і надпероксиди MeO_2 :

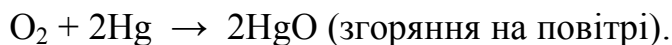
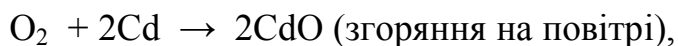
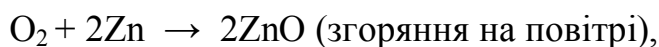


З елементами II-A групи кисень реагує порівняно легко, наприклад, барій спроможний самозайматись на повітрі вже за 293–298 К, магній і берилій самозаймаються за температури понад 773 К. Продукти реакції в цих випадках – оксиди та пероксиди:

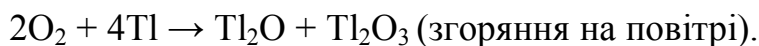
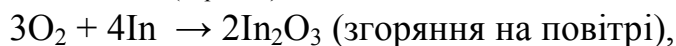
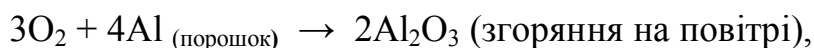
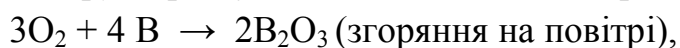


З елементами II-B групи кисень взаємодіє дуже важко; реакція кисню з цинком, кадмієм і меркурієм відбувається тільки внаслідок нагрівання

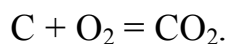
(відомі породи, в яких Hg міститься у вільному стані). На поверхні цинку та кадмію утворюються міцні плівки їхніх оксидів, які захищають метали від подальшого окиснення:



Елементи III-A групи реагують із киснем тільки в разі нагрівання:

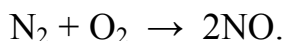


З вуглецем кисень реагує з утворенням карбон (IV) оксиду за температури 973–978 К і виділенням тепла (394 кДж/моль); з аморфним вуглецем реакція перебігає за невеликого нагрівання, з алмазом і графітом – за температури понад 973 К:

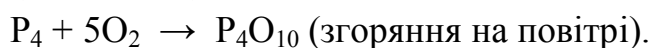


Компактні метали титан, цирконій, гафній стійкі до дії кисню й за звичайних умов навіть не тьмяніють, але у порошкоподібному стані – піроморфні.

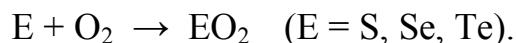
З азотом кисень реагує лише за температури 2273 К з утворенням нітроген (II) оксиду:



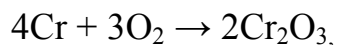
Фосфор білий схильний до самозаймання за температури, трохи вищої від кімнатної (307–333 К):



Елементи VI-A групи S, Se, Te взаємодіють із киснем із помітною швидкістю за помірного нагрівання:



Помітне окиснення *вольфраму* та *молібдену* спостерігається за температури 673 К, а *хрому* 873 К:



Кисень енергійно окиснює *органічні сполуки*. Згоряння рідкого палива, горючих газів відбувається внаслідок реакції кисню з вуглеводнями.

1.1.5 Застосування кисню

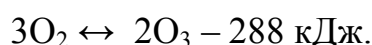
Кисень використовують як окисник: у металургії в процесі виплавлення чавуну та сталі (у доменному, киснево-конверторному та мартенівському виробництвах), під час конверторного плавлення кольорових металів; у ливарному виробництві; для термітного зварювання та різання металів; у хімічній і нафтохімічній промисловості, зокрема у виробництві нітратної, сульфатної кислот, метанолу, ацетилену, формальдегіду, оксидів, пероксидів та інших речовин. Кисень застосовують у медицині, а також у киснево-дихальних апаратах. Рідкий кисень є окисником для ракетного палива.

Кисень нетоксичний і негорючий, але підтримує горіння. У суміші з рідким киснем вибухонебезпечними є усі вуглеводні, навіть мастила. Газуватий кисень зберігають і транспортують у сталевих балонах синього кольору, які мають напис чорними літерами «кисень».

Уперше кисень у чистому вигляді одержав К. Шеєле 1771 року. Незалежно від нього кисень був одержаний Дж. Прістлі 1774 року. У 1775 році А. Лавуазьє встановив, що кисень є складником повітря, кислот і міститься у багатьох сполуках.

1.1.6 Озон

Озон – алотропна видозміна кисню; його молекула складається з трьох атомів. Утворення озону супроводжується поглинанням тепла:



1.1.6.1 Фізичні властивості озону

Озон (від грец. – пахучий) – O_3 , алотропна форма кисню. Газувата речовина синього кольору, в рідкому стані – темно-синя, у твердому – синьо-фіолетова. Температура кипіння 161,1 К. Густина в газуватому стані 2,144 г/дм³ (н. у.), у твердому стані – 1,73 г/см³ (80 К), у рідкому стані – 1,46 г/см³ (161 К).

За температури 298 К розчинність O_3 у воді практично в сім разів перевищує розчинність кисню та становить 0,21 дм³ в 1 дм³ розчину; в кислому середовищі розчинність знижується, а в лужному – зростає.

Озон термічно нестійкий у газуватому стані та в розчинах. У водному розчині розкладання озону відбувається повільно вже за кімнатної тем-

ператури й помітно зростає з її збільшенням; у газуватому стані озон стійкіший.

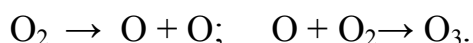
Загальна маса озону в атмосфері Землі дорівнює $4 \cdot 10^9$ т, тобто $0,64 \cdot 10^{-6}$ від маси всієї атмосфери. Близько поверхні Землі фонові концентрація озону має максимум удень і мінімум уночі. Улітку й навесні концентрація озону в 3,5 рази більша, ніж восени та взимку.

Над полярними областями концентрація озону вища, ніж над екваторіальними; в атмосфері міст більша, ніж у сільській місцевості. З віддаленням від поверхні Землі концентрація озону зростає й досягає максимуму на висоті 20–25 км.

Озон одержують в озонаторах, діючи на сухий кисень тихим електричним розрядом.

У природі (в іоносфері) під дією сонячної радіації відбувається безперервний процес утворення та руйнування озону.

Озон забезпечує збереження життя на Землі, тому що озоновий шар затримує найзгубнішу для живих істот і рослин частину УФ радіації. Утворення озону в атмосфері відбувається внаслідок таких реакцій:



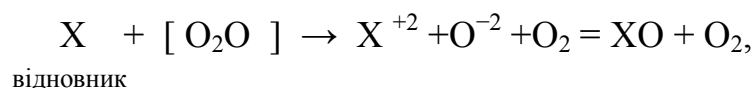
Розкладання атмосферного озону відбувається фотохімічно, а також унаслідок його реакцій із нітроген оксидами, хлором і його сполуками. Масовий вихід в атмосферу нітроген оксидів у зв'язку з розвитком автомобільного транспорту та реактивної авіації, а також використання хлоровмісних хладонів (фреонів) і мінеральних добрив може призвести до різкого зменшення вмісту озону в атмосфері.

Озон отруйний для людей, тварин і рослин. В атмосфері повітря його гранично допустима концентрація становить $0,16 \text{ мг/м}^3$. У присутності Нітроген оксидів токсичність озону зростає в 20 разів.

Озон відкрив і дав йому назву Х. Шебейн 1840 року.

1.1.6.2 Хімічні властивості озону

Озон є найактивнішим окисником, ніж кисень. З відновниками він реагує за схемою:



тобто молекула озону приймає два електрони. Наприклад:

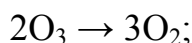


Однак відомі реакції, в яких молекула озону бере участь в окисненні всіма трьома атомами Оксигену, наприклад:

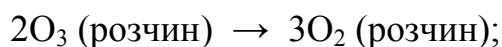


Озон – дуже сильний окисник (набагато сильніший за молекулярний кисень, але слабший за атомний Оксиген). Йому властиві характерні такі реакції:

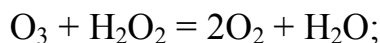
– розкладання за температури 523 К у присутності каталізатора MnO_2 :



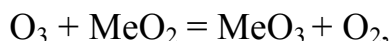
– розкладання в розчині за кімнатної температури:



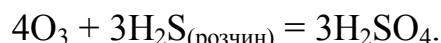
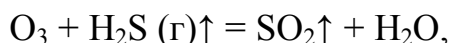
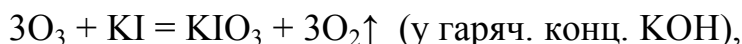
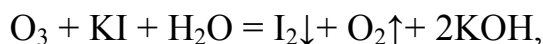
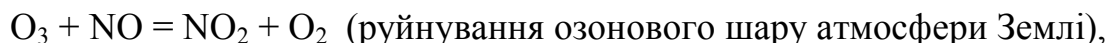
– окиснення гідроген пероксиду:



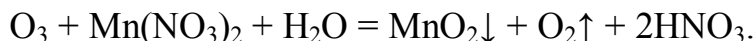
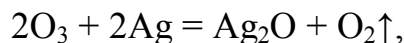
– окиснення пероксидів, надпероксидів і гідроксидів таких лужних металічних елементів, як K, Rb, Cs:



– окиснення сполук деяких неметалічних елементів:



– окиснення деяких металів та сполук металічних елементів:



Основну частину виробленого озону використовують для знезараження питної води, що є найефективнішим порівняно з хлоруванням. Озон використовують також для знезараження стічної води хімічних підприємств, особливо у разі фенольних і ціанідних забруднень. Озон застосовують для одержання камфори, ваніліну, монокарбонових і дикарбонових кислот (адипінової, азелаїнової), для відбілювання тканин, мінеральних мастил тощо.

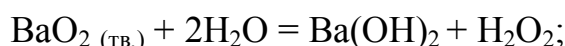
1.1.7 Сполуки Оксигену

Найважливішими сполуками кисню є гідроген пероксид H_2O_2 , оксиген дифторид OF_2 і діоксиген дифторид O_2F_2 .

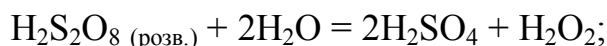
1.1.7.1 Гідроген пероксид H_2O_2

Отримання гідроген пероксиду. Гідроген пероксид одержують у разі перебігу таких реакцій:

– дії води за температури 323–333 К на твердий барій пероксид:



– дії води на розведений розчин пероксодисульфатної кислоти за кімнатної температури (293–298 К):



– дії води на калій пероксодисульфат за кімнатної температури:



– дії води, що міститься в розведеному розчині сульфатної кислоти, на калій пероксодисульфат за кімнатної температури:



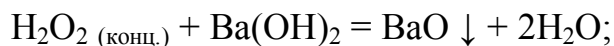
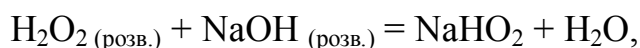
Фізичні властивості гідроген пероксиду. H_2O_2 – в'язка безбарвна рідина (у товстому шарі – світло-блакитна). Плавиться за температури 272,57 К, кипить із розкладанням за температури 423 К, густина твердого H_2O_2 1,71 г/см³, а рідкого – 1,448 г/см³. Краще, ніж вода, розчиняє KCl , Na_2SO_4 і K_2SO_4 , дещо гірше – NaCl , NaNO_3 . Безмежно змішується з водою з утворенням слабокислого розчину; в хімічних лабораторіях зазвичай використовують розчин з $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 30\%$ (пергідроль).

Хімічні властивості гідроген пероксиду. Виявляє окисно-відновні властивості, але окисна функція переважає. Водночас H_2O_2 притаманні такі властивості:

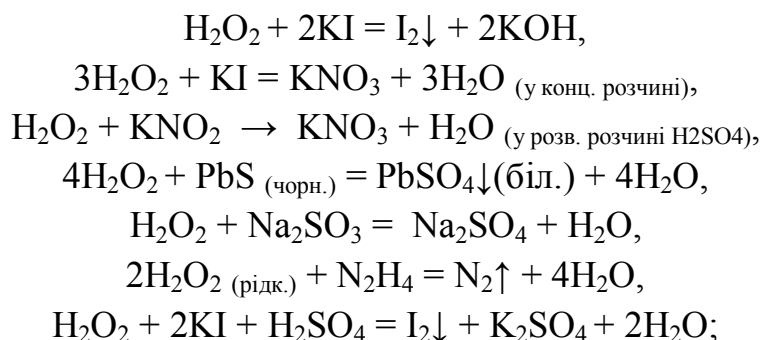
– за температури понад 423 К або за кімнатної, але в присутності каталізаторів складу NaOH , MnO_2 , Pt , Cu розкладається:



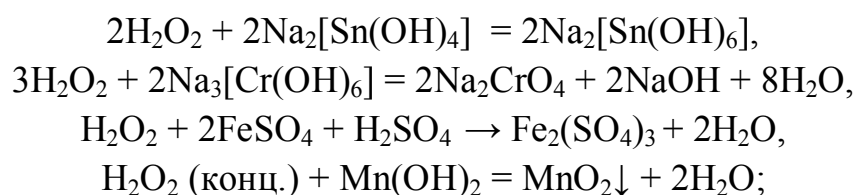
– виявляє кислотні властивості – поводить себе як двоосновна кислота, що в разі взаємодії з лугами спроможна утворювати кислі та середні солі:



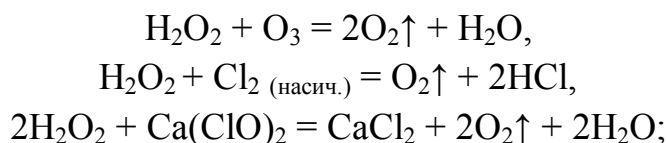
— виявляє окисні властивості стосовно сполук деяких неметалевих елементів:



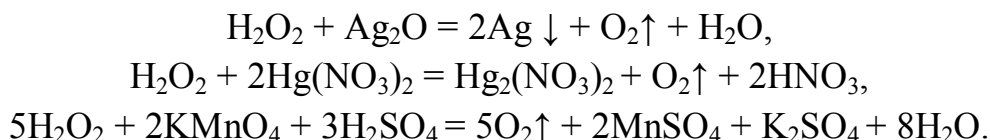
— виявляє окисні властивості щодо сполук деяких металічних елементів:



— окиснюється деякими неметалами, а також сполуками неметалевих елементів:

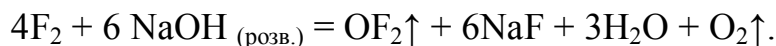


— окиснюється сполуками деяких металічних елементів:



1.1.7.2 Оксигену дифторид OF_2

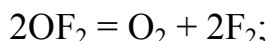
Одержання оксиген дифториду. Оксиген дифторид одержують шляхом дії фтору на розведений розчин натрій гідроксиду:



Фізичні властивості оксиген дифториду. OF_2 — безбарвна газувата речовина з неприємним запахом. Температура плавлення 49,2 К, температура кипіння 127,95 К, за температури понад 473 К розкладається. Густина 2,421 г/дм³ (н. у.). Змішується у будь-яких співвідношеннях із рідкими O_2 , O_3 і F_2 , помірно розчиняється у воді, погано — в інших неполярних розчинниках.

Хімічні властивості OF₂:

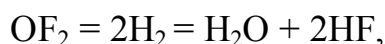
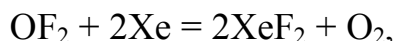
– у разі нагрівання до 473 К розкладається на прості речовини:



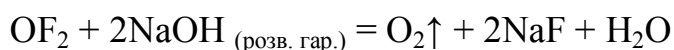
– під дією водяної пари за температури 528 К утворює гідроген фторид:



– окиснює деякі неметали та сполуки неметалічних елементів:

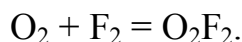


– взаємодіє з лугами з утворенням фторидів лужних металевих елементів:



1.1.7.3 Діоксиген дифторид O₂F₂

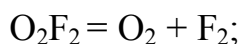
Одержання діоксиген дифториду. Діоксиген дифторид одержують унаслідок дії електричного розряду за температури:



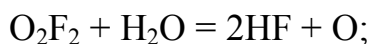
Фізичні властивості O₂F₂. Помаранчева отруйна газувата речовина густиною 1,45 г/см³ (215 К) із температурою плавлення 110 К і температурою кипіння 216 К, понад яку O₂F₂ розкладається. Розчиняється у рідкому HF, фреонах, не розчиняється у рідких F₂ і O₂.

Хімічні властивості O₂F₂:

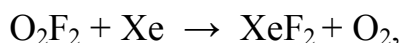
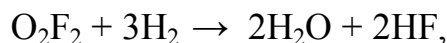
– розкладається на прості речовини за температур, вищої від 216 К:



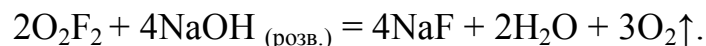
– в інтервалі температур 173–273 К взаємодіє з водою з утворенням атомного Оксигену:



– окиснює деякі неметали та сполуки неметалевих елементів:



– за кімнатної температури *взаємодіє з лугами* з утворенням фторидів лужних металічних елементів:



OF_2 і O_2F_2 – перспективні окиснювачі або домішки до окиснювачів ракетного палива, а також джерело атомного Флуору.

1.2 Сульфур

Сульфур розміщений у третьому періоді періодичної системи елементів, входить до складу головної підгрупи шостої групи та є аналогом Оксигену. Будова електронної оболонки Сульфуру: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

На відміну від Оксигену, атом Сульфуру має на зовнішньому електронному шарі вільний d -підрівень, тому атом Сульфуру в збудженому стані ($3s^2 3p^3 3d^2$) може утворювати шість ковалентних зв'язків.

Найхарактерніші ступені окиснення: -2 , $+4$, $+6$, енергії йонізації внаслідок послідовного переходу від S^0 до S^{+6} дорівнюють відповідно 10,36; 23,35; 34,8; 47,29; 72,5; 88,0 еВ/атом; спорідненість до електрона 2,077 2 еВ; електронегативність за Полінгом 2,58; атомний радіус 0,104 нм.

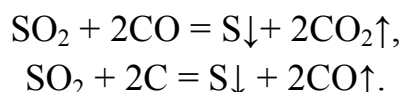
1.2.1 Основні фізико-хімічні властивості сірки як простої речовини

Сульфур (*Sulfur*) – S, хімічний елемент VI-A групи періодичної системи, атомний номер 16, атомна маса 32,066; він належить до халькогенів. Природна сірка складається з чотирьох ізотопів: ^{32}S (95,084 %); ^{33}S (0,74 %); ^{34}S (4,16 %); ^{36}S (0,016 %). Сульфур є досить поширеним елементом, середня масова частка вмісту S у земній корі становить $5 \cdot 10^{-2}$ %, у водах морів та океанів $9 \cdot 10^{-2}$ %. Відомі численні мінерали сульфуру (головні родовища – в США, Мексиці, Італії, Японії). Сульфідні мінерали – пірит FeS_2 , бісмутин Bi_2S_3 , антимоніт Sb_2S_3 , галеніт PbS , кіновар HgS , сфалерит і вюрцит ZnS , ковелін CuS , халькопірит CuFeS та інші; сульфати – барій BaSO_4 , ангідрит CaSO_4 , гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, мірабіліт $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ та інші. Крім того, сульфур у вигляді сполук присутній у кам'яному вугіллі, сланцях, нафті, природних газах. Сульфур – природний біогенний елемент, бо входить до складу білків, вітамінів.

1.2.2 Способи одержання сірки

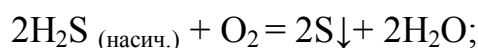
Основною вихідною сировиною для отримання сірки є самородна сірка та сульфід. Процес одержання чистої сірки з самородної полягає у відділенні сірки завдяки плавленню від супутних їй домішок і подальшому очищенні шляхом сублімації.

Спосіб одержання сірки із сульфідів полягає в окиснювальному випалі відповідного сульфїду до SO_2 з подальшим відновленням сульфур (IV) оксиду генераторним газом CO або вугіллям (коксом) C у присутності каталізатора (бокситу) до сірки:



Відомі й інші менш розповсюджені, переважно лабораторні методи одержання сірки:

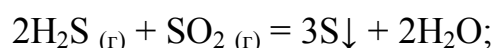
– окиснення насиченого розчину дигідроген сульфїду киснем повітря у разі дії світла:



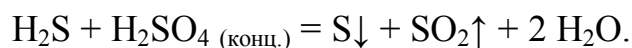
– окиснення насиченого розчину дигідроген сульфїду такими галогенами, як бром або йод:



– окисненням газуватого дигідроген сульфїду газуватим сульфур (IV) оксидом за кімнатної температури в присутності каталізатора – води:



– окисненням дигідроген сульфїду концентрованим розчином сульфатної кислоти:



1.2.3 Фізичні властивості сірки

Сірка існує в двох алотропних модифікаціях: *ромбічній* α -сірці – кристалічній речовині лимонно-жовтого кольору густиною $2,07 \text{ г/см}^3$ із температурою плавлення $395,8 \text{ К}$, яка спостерігається за кімнатної температури й до температури $368,4 \text{ К}$; вище за зазначену температуру виникає *моноклінна* β -сірка – кристалічна речовина блідо-жовтого кольору з температурою плавлення $392,3 \text{ К}$ і густиною $1,96 \text{ г/см}^3$. Якщо розплавлену сірку, нагріту до 463 К , швидко вилити в холодну воду, то утворюється *пластич-*

на (гумоподібна) сірка. У ромбічній та моноклінній модифікаціях молекули сірки складаються з восьми атомів, які утворюють кільце, у пластичній – ланцюги.

Сірка не розчиняється у воді, погано розчиняється в етанолі, гептані, гексані, краще – в толуені, бензені. Найкращими розчинниками сірки є зріджений амоніак (під тиском), CS_2 , S_2Cl_2 . Останні два використовуються у промисловості як розчинники сірки. У розплавленому стані сірка досить помітно розчиняє H_2S , SO_2 , As_2S_3 , P_2S_5 та інші.

1.2.4 Хімічні властивості сірки

Концентрована H_2SO_4 окиснює розтоплену сірку при 393 К до сульфур (IV) оксиду, суміш хлоридної кислоти з окисниками (KClO_3 , HNO_3) – до сульфатної кислоти. Розведена нітратна та хлоридна кислоти без участі окисників, H_2SO_4 на холоді з сіркою не взаємодіють. Сірка в дуже подрібненому стані в разі нагрівання з концентрованими розчинами лугів диспропорціонує.

Сірка безпосередньо не взаємодіє з благородними газами, йодом, азотом, платиною та золотом.

1.2.4.1 Взаємодія сірки з металами

Взаємодія сірки з металами відбувається лише в разі нагрівання:

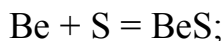
– з усіма металами сірка взаємодіє, зазвичай за температури 373–403 К:



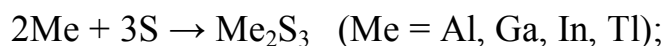
– лужно-земельні метали взаємодіють із сіркою за температури 432 К:



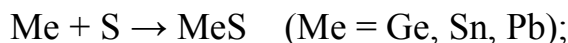
– але температура взаємодії сірки з берилієм – також елементом II-A групи – досягає 1 423 К:



– температура взаємодії сірки з металами III-A групи, а саме: з галієм, індієм – коливається в межах 1 073–1 123 К, а з алюмінієм і талієм – у межах 473–523 К:



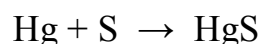
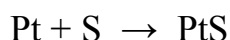
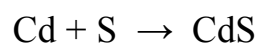
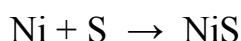
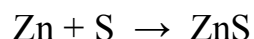
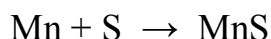
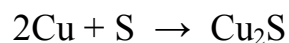
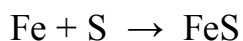
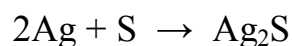
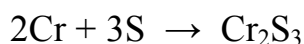
– метали IV-A групи взаємодіють із сіркою за температури 1 073–1 273 К:



– метали VA групи Sb і Bi взаємодіють із сіркою з утворенням сполук складу Me_2S_3 за температури 973 К (Sb) і 673 К (Bi), але в останньому випадку під тиском:



– за різних температур при утворенні сполук складу MeS взаємодіють із сіркою й елементи *d*-сімейства, до того ж найвища температура спостерігається у разі реакції з марганцем і найнижча – з цинком:

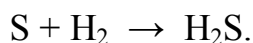


Добре розчинними сульфидами є сульфід лужних металічних елементів, помірно розчинними – сульфід лужно-земельних елементів, практично нерозчинними – сульфід металічних елементів, які належать до *p*- та *d*-елементів.

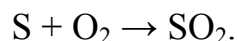
1.2.4.2 Взаємодія сірки з неметалами

Сірка безпосередньо взаємодіє практично з усіма неметалами, за винятком іоду.

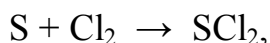
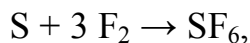
Взаємодія з воднем відбувається за температури 473 К:



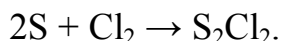
Сполука сульфуру з киснем складу SO_2 утворюється внаслідок згорання сірки за температури 553–693 К:



Взаємодія сірки з такими галогенами, як фтор і хлор, проходить навіть за кімнатної температури, і лише у випадку з бромом необхідно застосовувати каталізатор – активоване вугілля, а температуру підіймати до 453–473 К:



Одержати сполуку сульфуру подібного складу з хлором S_2Cl_2 можливо лише в разі підвищення температури синтезу до 398–403 К:



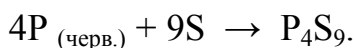
Сполуки сульфуру з карбоном і силіцієм складу ES_2 також отримують в умовах нагрівання, до того ж у разі реакції з вуглецем – до 973–1 073 К, а у випадку з кремнієм – до 873 К:



Білий фосфор взаємодіє з сіркою, розчиненою в CS_2 , з утворенням сполуки P_4S_7 досить повільно за кімнатної температури:



Для одержання сполук сульфуру з фосфором загального складу P_4S_n , де $n = 2, 3, 5, 6, 7, 9, 10$ необхідно підвищувати як температуру, так і тиск, наприклад:

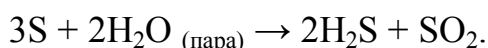


За таких самих температурних умов, але в атмосфері N_2 , отримують сполуки сульфуру з нітрогеном.

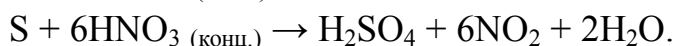
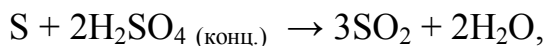
Селен і телур із сіркою утворюють не хімічні сполуки, а тверді розчини.

1.2.4.3 Взаємодія сірки з водою, кислотами та лугами

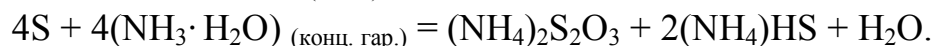
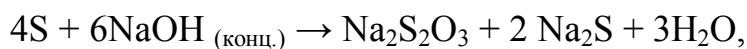
З водою сірка взаємодіє за температури, вищої від 673 К:



Концентровані кислоти-окисники окиснюють сірку лише за умови кип'ятіння:

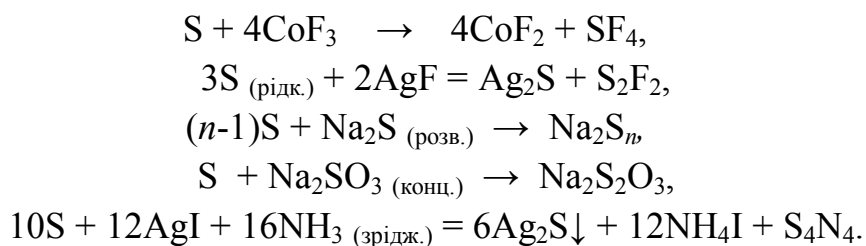


У концентрованих розчинах лугів сірка зазнає диспропорціювання (дисмутації) з утворенням солей тіосульфатної та сульфідної кислот:



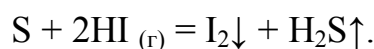
1.2.4.4 Взаємодія сірки з солями

Подібні реакції перебігають за різних умов:

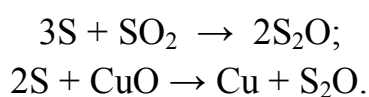


1.2.4.5 Взаємодія сірки з відновниками й оксидами-окисниками

Серед нечисленних відновників сірки як простої речовини варто згадати гідроген іодид, який відновлює її за температури 773 К:



Оксидами-окисниками сірки виступають сульфур (IV) оксид і купрум (II) оксид. Обидва реагенти-окисники взаємодіють із S за температури 423 К у вакуумі:



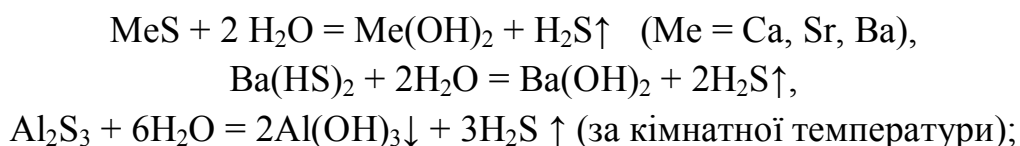
1.2.5 Властивості бінарних сполук сульфуру

1.2.5.1 Дигідроген сульфід H_2S

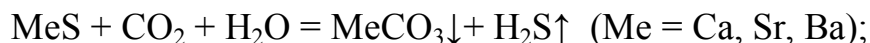
Дигідроген сульфід H_2S (моносультан) – родоначальник гомологічного ряду сульфанив H_2S_n ($n = 0 \div 8$). У природі H_2S зустрічається здебільшого у родовищах нафти й природного газу, а також у вулканічних газах і водах мінеральних джерел. Він розчинений у водах Чорного моря (на глибині нижче 150–200 м, де концентрація H_2S становить 11–14 $\text{см}^3/\text{дм}^3$). H_2S постійно утворюється в природі внаслідок розкладання білкових сполук.

Способи одержання H_2S :

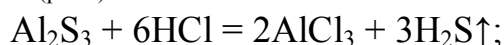
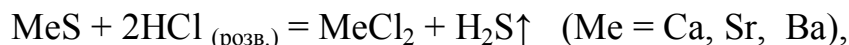
– гідроліз сульфідів або гідросульфідів активних металів, зазвичай, шляхом кип'ятіння:



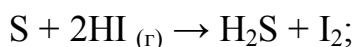
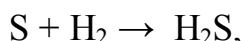
– для слабких кислот на сульфіди активних металів за кімнатної температури:



– для розведених сильних кислот-неокисників на сульфіди активних металів за кімнатної температури:



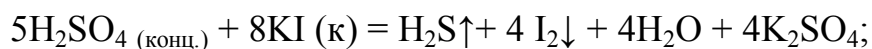
– взаємодія сірки в разі нагрівання до 473 К з воднем або гідроген йодидом:



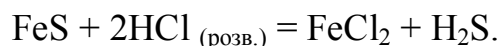
– відновлення сульфур (IV) оксиду атомним Гідроґеном у присутності платинової черні:



– відновленням концентрованої сульфатної кислоти твердим калій йодидом:



– взаємодія розведеної хлоридної кислоти з ферум (II) сульфідом:



У промисловості H_2S одержують як побічний продукт при очищенні нафти, природних і промислових газів.

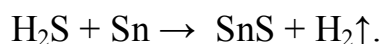
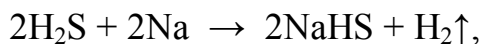
Фізичні властивості дигідроґен сульфїду. Дигідроґен сульфїд H_2S – молекулярна маса 34,08; безбарвний газ із різким запахом тухлих яєць; температура плавлення 187,46 К, температура кипіння 212,65 К, густина 1,539 г/дм³ (н. у.). За звичайної температури стійкий, у вакуумі починає дисоціювати за температури понад 773 К, а за – 196 К повністю розкладається. Рідкий H_2S змішується з CCl_4 у будь-яких співвідношеннях, розчиняє деякі з вуглеводнів, AlCl_3 , PCl_5 , SbCl_3 та інші хлориди неметалічних елементів, не розчиняє типові солі NaCl тощо. Утворює кристалоґідрат $8\text{H}_2\text{S} \cdot 46\text{H}_2\text{O}_{(\text{т})}$ за температури, нижчої від 273 К.

Концентрація дигідроґен сульфїду обмежена розчинністю H_2S у воді. Відомо, що за звичайних умов 1 л води розчиняє близько 3,0 дм³ H_2S . Отже, концентрація насиченого розчину приблизно дорівнює $C(\text{H}_2\text{S}) = 3,0/22,4 = 0,13$ моль /дм³. Такий розчин називають «сірководне-

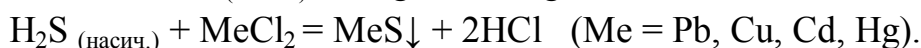
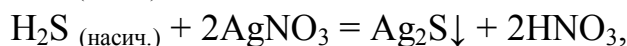
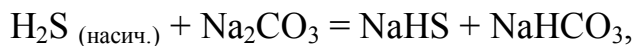
вою водою», яка внаслідок стояння стає каламутною (з метою запобігання цьому явищу застосовують сахарозу).

Хімічні властивості дигідроген сульфід. Вступає в реакції нейтралізації з лугами, реакції обміну з солями, окиснює деякі метали, але виявляє сильніші відновні властивості: реагує з кислотами-окисниками, галогенами, киснем, типовими окисниками, сульфур (IV) оксидом.

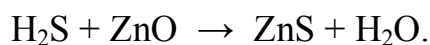
У разі нагрівання без доступу кисню окиснює натрій і станум:



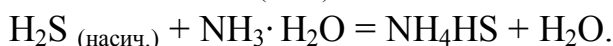
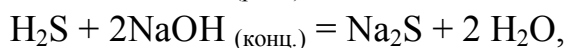
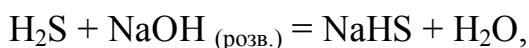
За кімнатної температури вступає в реакції обміну з солями:



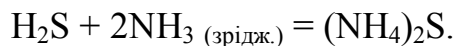
За високої температури 1073–1273 К вступає в реакції обміну з оксидами деяких металів:



Нейтралізується розчинами основ лужних металічних елементів і амоніаку з утворенням кислих і середніх солей:



За температури 233 К вступає в реакцію сполучення зі зрідженим амоніаком

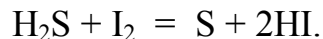


Дигідроген сульфід містить Сульфур у ступені окиснення -2 , і тому виявляє тільки відновні властивості. Залежно від окисника та умов реакції окиснення найчастіше проходить до S^{-2} , S^0 або S^{+6} .

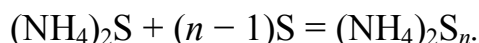
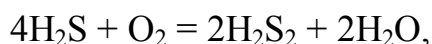
Сильні окисники, зазвичай, окиснюють дигідроген сульфід або його похідні до сульфатної (VI) кислоти або сульфатів:



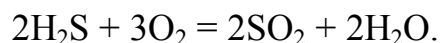
Сильні окисники, узяті в невеликих концентраціях, а також слабкі окисники окиснюють його до S^0 . Прикладом можуть бути реакції:



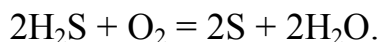
У випадках повільного перебігу реакцій у водних розчинах можливе окиснення S^{-2} до полісульфідного Сульфуру S_n^{2-} , який має проміжний стан окиснення між -2 та 0 :



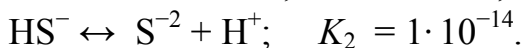
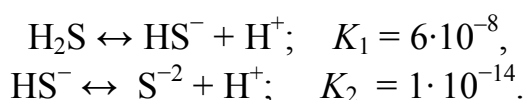
У водному розчині при окисненні H_2S не відбувається утворення продуктів зі ступенем окиснення Сульфуру $+4$, але в газовій фазі при підпалі може перебігати реакція його утворення:



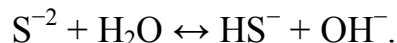
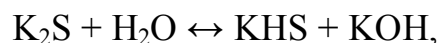
У разі недостатності кисню або за знижених температур взаємодія з киснем призводить до появи вільної сірки:



Дигідроген сульфід, розчинений у воді, виявляє слабкі кислотні властивості. Дисоціація цієї кислоти відбувається за двома ступенями та характеризується такими константами:



Сульфідна кислота дає два ряди солей – сульфіди та гідросульфіди. Більшість сульфідів нерозчинні у воді й використовуються для визначення та розділення металів. До розчинних сульфідів належать сульфіди лужних, лужноземельних металів та амонію. Усі вони у водному розчині піддаються гідролізу:



Осадження малорозчинних сульфідів залежить від значення їхнього добутку розчинності та концентрації сульфід-іонів у водному розчині.

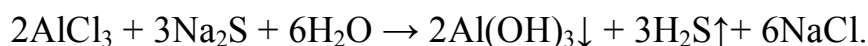
Співвідношення між концентраціями йонів H^+ та S^{2-} у насиченому (0,13 моль/л) розчині H_2S можна знайти із загальної константи дисоціації H_2S :

$$K = [\text{H}^+]^2 [\text{S}^{2-}] / [\text{H}_2\text{S}] = K_1 \cdot K_2 = 6,0 \cdot 10^{-22},$$

$$[\text{S}^{2-}] = K \cdot [\text{H}_2\text{S}] / [\text{H}^+]^2 = 6,0 \cdot 10^{-22} \cdot 0,13 / [\text{H}^+]^2 = 0,79 \cdot 10^{-22} / [\text{H}^+]^2.$$

Висновок: концентрація сульфідних іонів $[\text{S}^{2-}]$ обернено пропорційна квадрату концентрації іонів Гідрогену $[\text{H}^+]$. Отже, змінюючи $[\text{H}^+]$, можна змінити $[\text{S}^{2-}]$ і у такий спосіб створити необхідні умови для осадження або розчинення сульфідів.

Катіони дуже слабких основ (наприклад, Al^{3+} та Cr^{3+}) не можуть бути осадженими у воді у вигляді сульфідів через повне необоротне гідролітичне розкладання останніх:

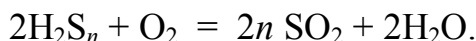


Хімічні властивості полісульфідів H_2S_n :

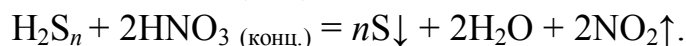
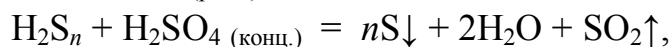
Нестійкі до дії кисню повітря, унаслідок чого розкладаються з утворенням елементарної сірки та води:



Згоряють на повітрі з окисненням до сульфур (IV) оксиду:



Розкладаються за кімнатної температури розведеними розчинами лугів і концентрованими розчинами кислот-окисників із виділенням вільної сірки:



Солі сульфідної кислоти – сульфіди. За типом хімічного зв'язку сульфіди поділяють на три основні групи. До першої групи належать сульфіди лужних і лужноземельних металічних елементів, а також магнію, для яких характерний йонно-ковалентний зв'язок із більш високим внеском іонної складової. Ці сульфіди солеподібні, мають високі температури плавлення, що досягають значення 2 798 К у MgS і CoS , трохи нижчі у SrS і BaS 2 273–2 473 К і лише у Rb_2S – 873 К.

Багато з них розчиняються у воді та зазнають гідролізу (сульфіди лужних елементів, BaS), утворюють кристалогідрати. Окиснюються киснем повітря, H_2O_2 та іншими окисниками до сульфатів, легко розкладаються HCl , HNO_3 і H_2SO_4 на холоді.

До другої групи належать сульфіди *d*- і *f*-елементів зі складами MeS, Me_5S_7 , Me_3S_4 , Me_2S_3 , MeS₃ тощо. Термічна стійкість достатньо висока й коливається в межах від 1 823 К у ZrS_2 до 2 723 К у CeS. Із наведеного прикладу видно, що вона знижується зі збільшенням вмісту сульфуру.

До третьої групи відносять сульфіди *p*-елементів: Al_2S_3 , GaS, Ga_2S_3 , InS, In_2S_3 , Tl_2S , GeS, GeS_2 , P_2S_5 , а також близькі до них сульфіди цинку, кадмію, ртуті (II), купруму (I) та аргентуму (I). Хімічний зв'язок у них ковалентно-йонний, до того ж внесок ковалентної складової збільшується з підвищенням номера групи. Зазвичай ці сульфіди хімічно нестійкі, багато з них реагує з вологою повітря, легко розкладаються мінеральними кислотами, швидко окиснюються внаслідок нагрівання на повітрі, у воді практично не розчиняються.

За фізичними властивостями сульфіди поділяють на діелектрики (сульфіди лужних і лужно-земельних елементів, Mg, Al, Be); напівпровідники (сульфіди *p*-елементів, вищі сульфіди *d*- та *f*-елементів, Cu_2S , Ag_2S , ZnS , CdS , HgS); сульфіди з металічною провідністю (нижчі сульфіди *d*- та *f*-елементів MeS); надпровідники (La_3S_4).

Природні сульфіди FeS_2 , ZnS , CuFeS , PbS та інші використовують для одержання металів, сульфатної кислоти, сульфатів металів. Сульфіди застосовують у шкіряній промисловості для видалення волосся зі шкіри (Na_2S , BaS, BaS_2); вони придатні як основа люмінофорів і напівпровідників; кальцій та барій полісульфіди вживають для боротьби зі шкідниками сільськогосподарства; барій і цинк сульфіди використовують як компоненти літопока. Сульфіди деяких РЗЕ – це перспективні матеріали для високотемпературних термогенераторів, а також оптичні, магнітні та напівпровідникові матеріали.

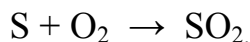
1.2.5.2 Оксигенні сполуки Сульфуру

Сульфур утворює багато кисневих сполук, у яких виявляє ступені окиснення від +1 до +6. Серед оксидів сульфуру найбільш стійкими є сульфур (IV) та сульфур (VI) оксиди. Найважливіше значення мають сполуки зі ступенями окиснення Сульфуру +4 та +6.

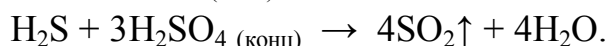
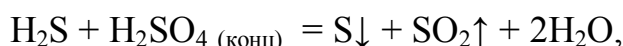
Сульфур (IV) оксид SO_2 .

Способи одержання сульфур (IV) оксиду

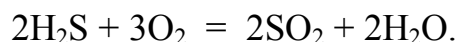
Найпростішим способом одержання є згоряння сірки на повітрі. Температура цього процесу коливається в межах 553–633 К:



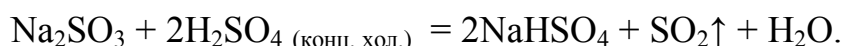
Окиснення дигідроген сульфіді концентрованою сульфатною кислотою. У разі **перебігу** реакції за кімнатної температури, крім SO_2 і води, в осад випадає S – елементарна сірка, а в разі **пребігу** реакції за умови кип'ятіння зі сполук сульфуру утворюється лише сульфур (IV) оксид:



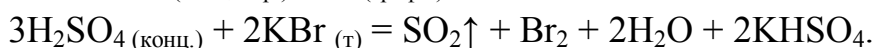
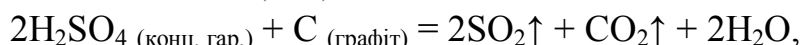
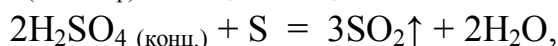
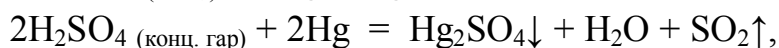
Згоряння дигідроген сульфіді на повітрі за температури 523–573 К:



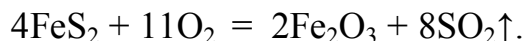
Розкладання натрій сульфіту холодною концентрованою сульфатною кислотою:



Окиснення концентрованою сульфатною кислотою деяких малоактивних металів, сірки, графіту, бромідів та йодидів активних металів:



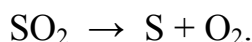
Прожарювання ферум (II) дисульфіді (2–) на повітрі за температури 1 073 К:



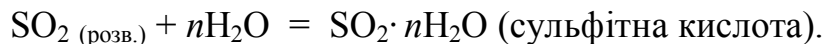
Фізичні властивості SO_2 . Безбарвна, термічно стійка газувата речовина. Добре розчиняється у воді, але не утворює внаслідок цього певної хімічної сполуки. За температури 202 К перебуває в рідкому стані з густиною 1,402 г/см³. Плавиться за температури 197,54 К, кипить за температурою 262,9 К. Густина газуватого SO_2 становить 2,926 9 г/дм³.

Хімічні властивості SO_2 . Хімічно активний; у розчині повільно окиснюється. Типовий відновник, слабкий окисник. У рідкому стані – неводний розчинник для азоту, хлоридів металів, галогенідів фосфору.

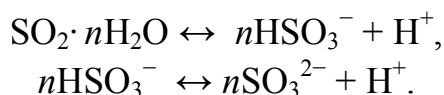
За температури 2 773 К розкладається:



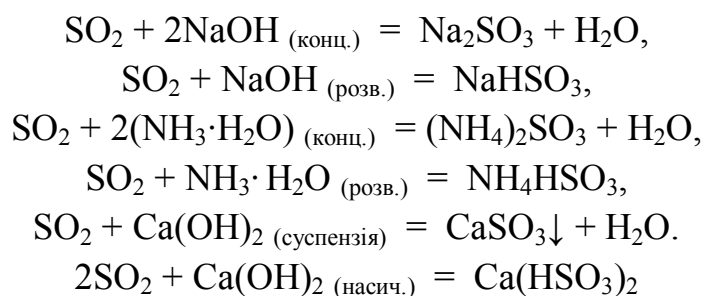
У разі розчинення у воді утворює сполуку невизначеного складу, яку іноді називають сульфїтною (сірчистою) кислотою:



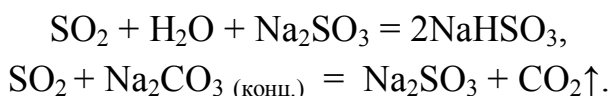
Остання дисоціює за двома ступеннями:



Як кислотний оксид вступає в реакції з лугами з утворенням середніх і кислих солей:

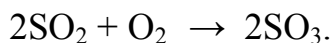


Взаємодіє з солями слабких кислот і кислот середньої сили:

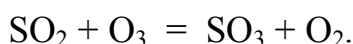


В окисно-відновних реакціях сульфур (IV) оксид виявляє окисно-відновну двоїстість властивостей, але його відновні властивості виражені більшою мірою, внаслідок чого ступінь окиснення сульфору в такому випадку змінюється з +4 до +6.

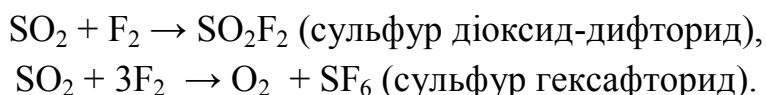
У присутності каталізатора Pt, V₂O₅ або Fe₂O₃ за температури 673–713 К перетворюється в сульфур (VI) оксид, що є однією з проміжних стадій промислового способу одержання сульфатної кислоти:



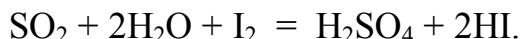
За кімнатної температури окиснюється до такого самого продукту реакції озоном:



Продукти окиснення SO₂ фтором залежать від умов проведення реакції, але в обох випадках утворюються сполуки сульфору зі ступенем окиснення +6:



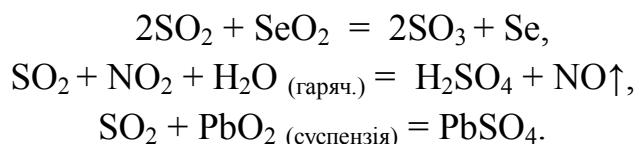
Досить легко в присутності води окиснюється сульфур (IV) оксид іо-
дом:



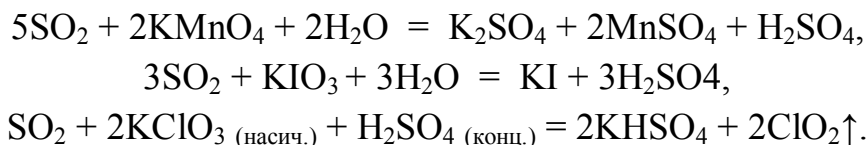
У разі освітлення та під дією камфори як каталізатора окиснює хлор:



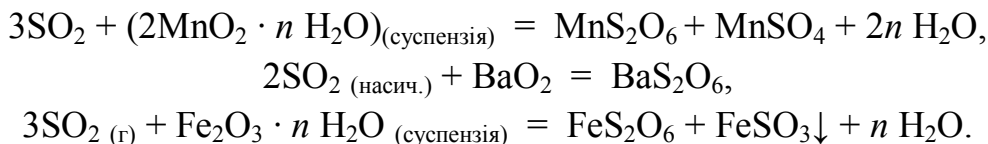
За кімнатної температури окиснюється багатьма оксидами металіч-
них і неметалічних елементів:



Досить сильними окисниками окиснюється або до сульфатної кисло-
ти, або до її солей:



Однак у разі повільної взаємодії сульфур (IV) оксиду з деякими оки-
сниками ступінь окиснення Сульфуру зростає тільки до +5:

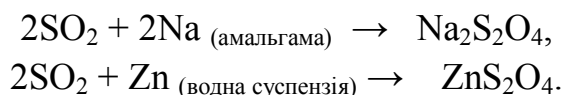


У цій реакції утворюється сіль Мангану дитіонової $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$ кислоти, струк-
туру якої можна подати за допомогою такої формули:

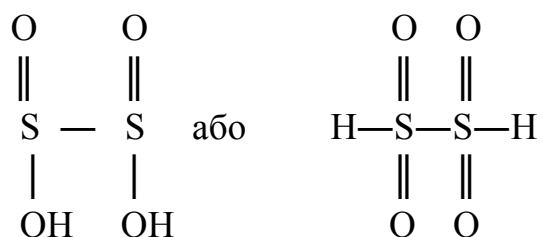


Утворення зв'язку S—S знижує середній ступінь окиснення Сульфу-
ру до +5, хоча валентність Сульфуру, яка вимірюється кількістю утворених
ним ковалентних зв'язків, дорівнює в цій сполуці шести.

Окислювальні властивості діоксиду сульфуру виявляються слабше,
ніж відновлювальні. Але все ж сильні відновники реагують із SO_2 :

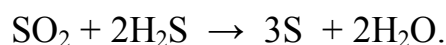


Продуктами схожого відновлення є дитіонати – солі дитіонової кислоти $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$, якій імовірно відповідає одна зі структурних формул:



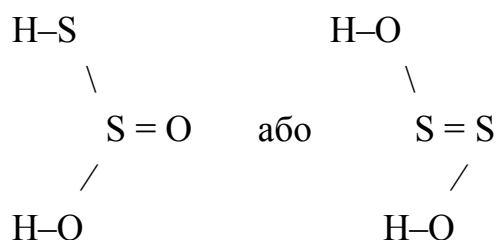
Тут ступінь окиснення Сульфуру дорівнює +3. Усі схожі сполуки Сульфуру виявляють властивості сильних відновників.

Диоксигенсульфур окиснює дигідрогенсульфур за реакцією:

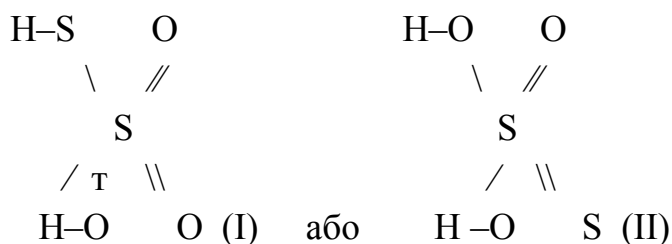


У воді реакція може перебігати декількома шляхами з утворенням також проміжних продуктів відновлення SO_2 – кислот типу $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$. Загальною формулою тут позначено *політіонові кислоти*, в яких x зазвичай набуває значень від 3 до 6. Політіонові кислоти дуже нестійкі, відомі лише в розчинах та мають сильні відновлювальні властивості. Їхні солі достатньо стійкі.

Як проміжні продукти при взаємодії SO_2 та H_2S у водних розчинах утворюються також тіосульфатна (IV) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_2$ та тіосульфатна (VI) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ кислоти. За будовою перша з цих кислот може бути розглянута як похідне сульфатної (IV) кислоти:

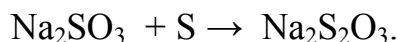


А друга – як похідне сульфатної (VI) кислоти:



Як показують структурні формули, два атоми Сульфуру в молекулі тіосульфатної кислоти перебувають у різних ступенях окиснення: структурі (I) відповідають ступені окиснення Сульфуру +5 та -1, а структурі (II) – ступені окиснення +4 та 0.

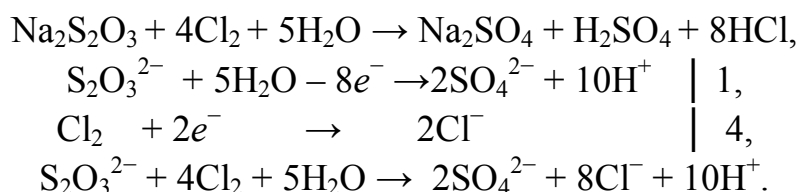
У практиці частіше зустрічається натрієва сіль тіосульфатної (VI) кислоти – тіосульфат натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, стійка кристалічна сполука. Її звичайно отримують кип'ятінням водного розчину Na_2SO_3 з сіркою:



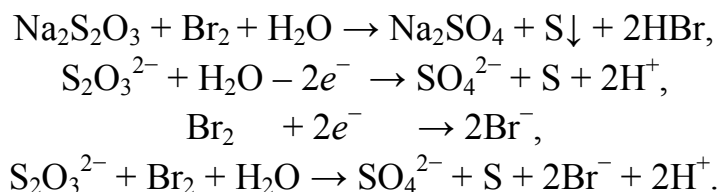
або взаємодією SO_2 та H_2S у лужному середовищі:



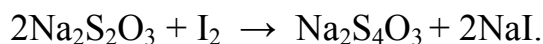
У реакціях, де $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ виступає як відновник, обидва атоми Сульфуру підвищують ступінь окиснення. Так, у разі надлишку окисника обидва атоми Сульфуру окиснюються до S^{+6} за схемою:



У випадку недостатності окисника тіосульфат натрію окиснюється до сульфата (VI) та вільної сірки, наприклад:



Йод окиснює тіосульфат натрію до тетраіонату:



Ця реакція використовується в аналітичній хімії.

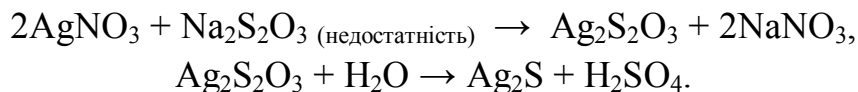
Тіосульфатна (VI) кислота дуже нестійка і розкладається, піддаючись внутрішньомолекулярному окисненню-відновненню:



Через це солі тіосульфатної (VI) кислоти при додаванні сильних кислот розкладаються з виділенням SO_2 та S :



У деяких випадках при розкладанні тіосульфата утворюються продукти, які містять сульфід і сульфат іони:

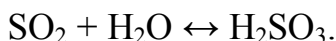


Якщо в реакції беруть участь надлишкові кількості тіосульфату, то внаслідок комплексоутворення відбувається стабілізація окисних станів Сульфуру та утворюється розчинна комплексна сполука:

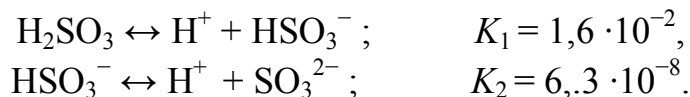


Ця реакція використовується у фотографічному процесі для закріплення (фіксажу) зображення. У цьому разі вихідними солями, які містять срібло, є AgBr або AgI.

Розчинення діоксиду Сульфуру у воді приводить до утворення сульфатної (IV) кислоти:

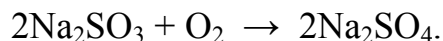


Ця кислота є кислотою середньої сили, яка ступінчасто дисоціює у воді:



Кислоті відповідають два ряди солей – кислі гідросульфати (IV), наприклад, NaHSO₃, Ca(HSO₃)₂, та середні – сульфати (IV) – K₂SO₃, CaSO₃ та інші.

Розчини сульфатної (IV) кислоти та сульфатів (IV) легко окиснюються. Реакції окиснення подібні до реакцій окиснення SO₂ у воді. Зокрема додати, що сульфатна (IV) кислота або розчини сульфатів (IV) окиснюються під час зберігання навіть киснем повітря:



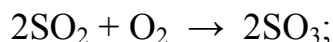
Через це розчини сульфатів (IV) завжди містять деяку кількість сульфатів (VI), які можна виявити шляхом осаджування SO₄²⁻ у вигляді сульфату барію BaSO₄. На відміну від BaSO₃, який також погано розчинний у воді, BaSO₄ не розчиняється навіть у сильних кислотах, тоді як BaSO₃ легко переходить при цьому в розчин:



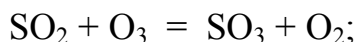
Оксид сульфуру (VI) SO₃

Способи одержання SO₃. Серед способів одержання сульфур (VI) оксиду найпоширенішими є ті, в яких як вихідну речовину використовують сульфур (IV) оксид:

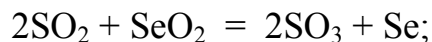
– каталітичне окиснення сульфур (IV) оксиду киснем унаслідок нагрівання до температури 673–773 К у присутності каталізатора, найчастіше V₂O₅:



– окиснення сульфур (IV) оксиду озоном за кімнатної температури:



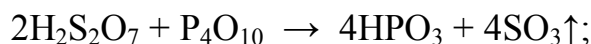
– окиснення сульфур (IV) оксиду селен (IV) оксидом за звичайних умов:



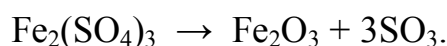
– термічне розкладання дисульфатної кислоти за температури 353–373 К:



– розкладання дисульфатної кислоти за температури 328 К у присутності вологопоглинаючої речовини P₄O₁₀:



– термічне розкладання ферум (III) сульфату в результаті нагрівання за температури 773–973 К:



Фізичні властивості сульфур (VI) оксиду. Біла, дуже гігроскопічна речовина з температурою плавлення 289,8 К, температурою кипіння 317,7 К і густиною у твердому стані 1,97 г/см³ та густиною в рідкому стані 1,923 г/см³. Унаслідок плавлення утворює безбарвну легкокорухливу рідину, яка розкладається за досить високих температур. У твердому стані існує у вигляді леткого тримеру S₃O₃, ланцюгового шаруватого та сітчастого полімеру (SO₃)_n; за температур, нижчих від 298 К тример переходить у полімер.

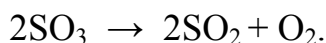
Хімічні властивості SO₃. Добре розчиняється у безводній сульфатній кислоті та реагує з нею з утворенням полісульфатних кислот; технічна суміш сульфатної кислоти і надлишкового сульфур (VI) оксиду називають

олеумом. Виявляє кислотні властивості, реагує з водою, лугами та галогенідами.

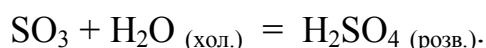
Можливе оборотне термічне розкладання за температур 673–973 К:



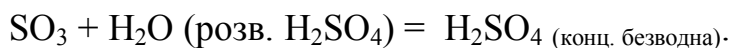
Необоротне розкладання відбувається в інтервалі температур 1 073–1 373 К:



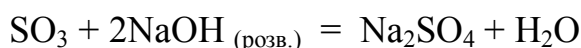
Взаємодіє з холодною водою:



Взаємодіє з водою, що міститься у розведеній сульфатній кислоті:



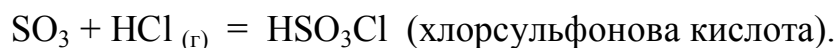
Вступає в реакцію з лугами:



Взаємодіє з гідроген фторидом за температури 308–318 К з утворенням фторсульфонової кислоти:



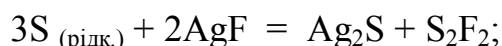
У реакції з газуватим гідроген хлоридом в олеумі за кімнатної температури утворює хлорсульфонову кислоту:



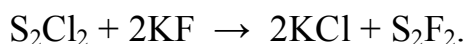
1.2.5.3 Властивості бінарних сполук сульфуру з галогенами

Дисульфуру дифторид S_2F_2 . Безбарвна газувата речовина з температурою плавлення 108,4 К; температурою кипіння 262,4 К і густиною в рідкому стані 1,5 г/см³ (–173 К) і газуватому – 4,3 г/дм³ (н. у.). Внаслідок нагрівання розкладається. Реагує з водою, кислотами-окисниками, лугами, киснем. Одержують завдяки перебігу таких реакцій:

– взаємодії розплавленої сірки з аргентум фторидом:

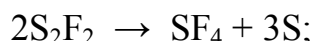


– взаємодії дисульфур дихлориду з калій фторидом в інтервалі температур 413–418 К:

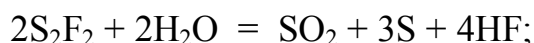


Виявляє такі хімічні властивості:

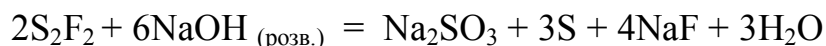
- розкладається в разі нагрівання вище 453 К:



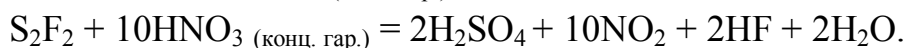
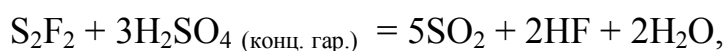
- зазнає розкладання водою за кімнатної температури:



- реагує з розведеними розчинами лугів:



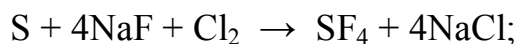
- реагує з концентрованими гарячими розчинами кислот-окисників:



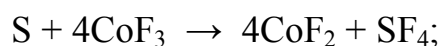
Сульфур тетрафторид SF_4 . За фізичними властивостями становить безбарвну газувату речовину, досить термічно стійку, з температурою плавлення 152 К, температурою кипіння 236 К і густиною 1,919 г/дм³ (за температури 200 К).

Сполуку одержують унаслідок таких перетворень:

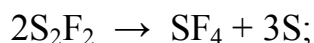
- взаємодії сірки з натрій фторидом у присутності хлору під тиском в інтервалі температур 473–573 К:



- взаємодії сірки з кобальт (III) фторидом за температури 523–578 К:



- розкладання дисульфур дифториду за температури, вищої від 453 К:



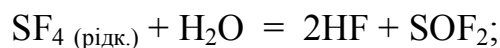
- взаємодії сульфур дихлориду з натрій фторидом в ацетонітриді в інтервалі температур 341–345 К:



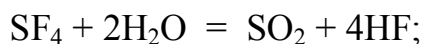
Хімічні властивості:

Розкладання в разі нагрівання до температур 873–923 К:

- взаємодія з вологою повітря:



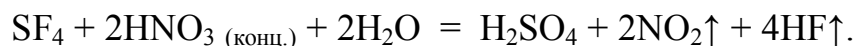
- розкладання водою за кімнатної температури:



– взаємодія з розведеними розчинами лугів:

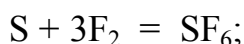


– взаємодія з кислотами-окисниками в разі кип'ятіння:

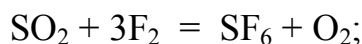


Сульфур гексафторид SF_6 . Одержують шляхом:

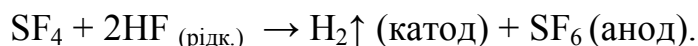
– безпосередньої взаємодії простих речовин за кімнатної температури:



– взаємодії сульфур (IV) оксиду з фтором за температури 923 K:



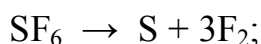
– електролізу сульфур тетрафториду в рідкому гідроген фториді:



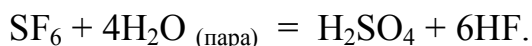
За фізичними властивостями SF_6 – це безбарвний газ із температурою плавлення 222,3 K, температурою кипіння 209,2 K, густиною в газуваному стані 1,88 г/см³ (224 K) і в рідкому стані 7 г/см³ (н. у.). У разі нагрівання розкладається. Один з найменш розчинних у воді газів, поряд із гелієм і неоном.

За хімічними властивостями пасивний, не реагує з рідкою водою, кислотами, лугами, амоніак гідратом, киснем, воднем. Але все-таки:

– розкладається внаслідок нагрівання за температури понад 1 073 K:

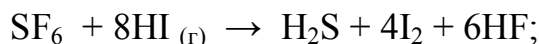


– взаємодіє під тиском з водяною парою за температури 573 K:

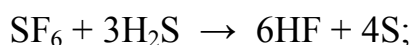


Відновлюється в разі нагрівання:

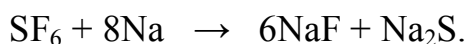
– гідроген йодидом:



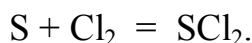
– дигідроген сульфідом:



– металічним натрієм:



Сульфур дихлорид SCl_2 . Зазвичай одержують шляхом безпосередньої взаємодії простих речовин за температури, не вищої від 253 К:



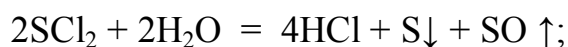
Становить темно-червону термічно нестійку рідину з температурою плавлення 152 К, температурою кипіння 332,6 К і густиною 1,6 г/см³.

Реакційно активний:

– розкладається вже за температури понад 343 К:



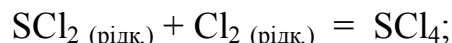
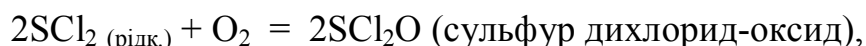
– реагує з водою з розкладанням за кімнатної температури:



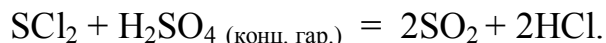
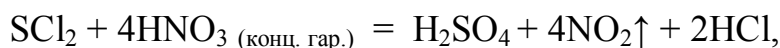
– розкладається розведеними розчинами лугів:



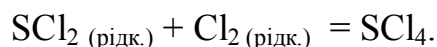
– у рідкому стані окиснюється елементарними окисниками:



– окиснюється кислотами-окисниками:



Сульфур тетрахлорид SCl_4 . Одержують шляхом окиснення рідкого сульфур дихлориду рідким хлором:

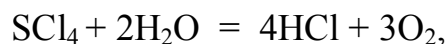


Становить жовтувату рідину з температурою плавлення 243 К, термічно нестійка. Виявляє такі хімічні властивості:

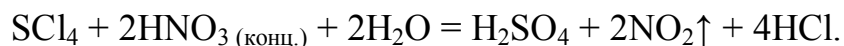
розкладається за температури понад 258 К:



– розкладається водою та розведеними розчинами лугів:



– окиснюється концентрованими кислотами-окисниками:

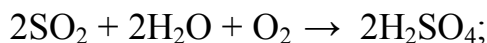


1.2.6 Способи одержання та властивості оксигеновмісних кислот сульфуру

1.2.6.1 Сульфатна кислота H_2SO_4

Способи одержання:

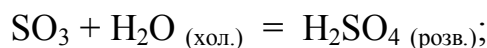
- повільне окиснення киснем розчину сульфур (IV) оксиду у воді:



- окиснення сульфур (IV) оксиду в гарячій воді нітроген (IV) оксидом:



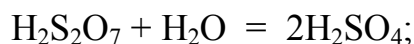
- взаємодія сульфур (VI) оксиду з холодною водою:



- термічне розкладання дисульфатної кислоти за температури 353–373 К:



- розкладання дисульфатної кислоти водою:



- термічне розкладання дитіонової кислоти за температури, вищої від 323 К:

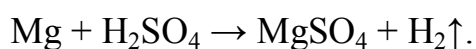


Фізичні властивості. Безбарвна, дуже в'язка, досить гігроскопічна рідина. Легко переохолоджується до 273 К ($\rho_{(рідк)} = 1,859 \text{ г/см}^3$). Необмежено змішується з водою, у розведеному розчині – сильна кислота. Тверді гідрати ($H_2SO_4 \cdot H_2O$ і $H_2SO_4 \cdot nH_2O$) мають іонну будову відповідно $H_3O^+HSO_4^-$ та $(H_3O^+)_2SO_4^{2-}$. Безводна H_2SO_4 – неводний розчинник для сульфатів металів, добре розчиняє $H_2S_2O_7$ та SO_3 (технічна суміш – олеум). Має температуру плавлення 283,4 К, густину $1,884 \text{ г/см}^3$, кипить з розкладанням в інтервалі температур 569–613 К.

Хімічні властивості сульфатної кислоти. Концентрована сульфатна кислота – досить сильний окиснювач, особливо в разі нагрівання; окиснює HI і частково HBr до вільних галогенів, вуглець – до CO_2 , сірку – до SO_2 , окиснює багато металів (Cu, Hg тощо). У таких випадках відновлюється до SO_2 , а сильнішими відновниками – до S і H_2S . Концентрована H_2SO_4 частково відновлюється воднем, тому не може використовуватись для його осушення.

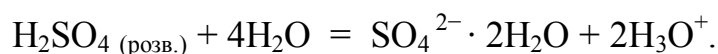
Розведена кислота взаємодіє з усіма металами, що в ряду стандартних електродних потенціалів розташовані до водню, з виділенням H_2 . Сульфатна кислота утворює два типи солей: середні – сульфати та кислі – гідросульфати.

Хімічні властивості розведеної сульфатної кислоти. Розведена сульфатна кислота має властивості сильної двоосновної кислоти; окислювальні властивості виявляються тільки за рахунок іонів Гідрогену H^+ . Розведена кислота розчиняє метали, які стоять у ряду стандартних електродних потенціалів металів до водню, але не реагує з неактивними металами (Cu, Hg та інші):

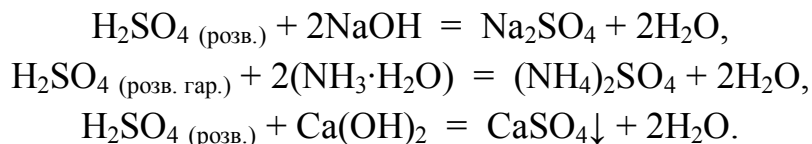


Сульфати лужних металів добре розчинні у воді, а сульфати лужноземельних металів та свинцю – погано. Особливо важко розчиняється $BaSO_4$, який використовується для знаходження Ba^{2+} або SO_4^{2-} у водних розчинах; його добуток розчинності дорівнює $1,1 \cdot 10^{-10}$.

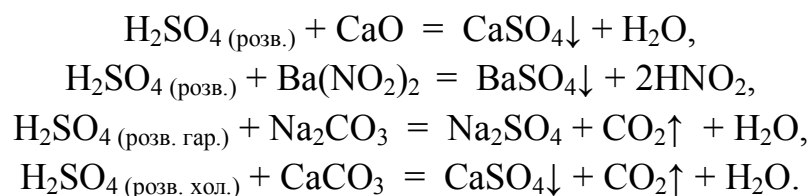
У водному розчині розведена сульфатна кислота дисоціює практично необоротно в один ступінь:



Взаємодіє з основами лужних, лужноземельних металічних елементів та амонію з утворенням середніх солей:



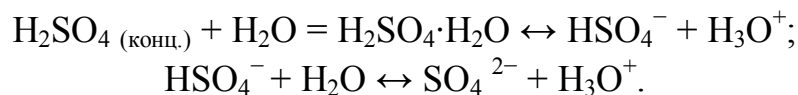
Взаємодіє з оксидами та солями лужних і лужноземельних металічних елементів:



При взаємодії сульфатної кислоти з SO_3 утворюються кислоти, склад яких можна подати у вигляді формули $H_2SO_4 \cdot nSO_3$. При $n = 1$ одержуємо піросульфатну (дисульфатну) кислоту. Насиченням сульфатної кислоти триоксигеном сульфуру отримують густу маслянисту рідину, яка називається олеумом.

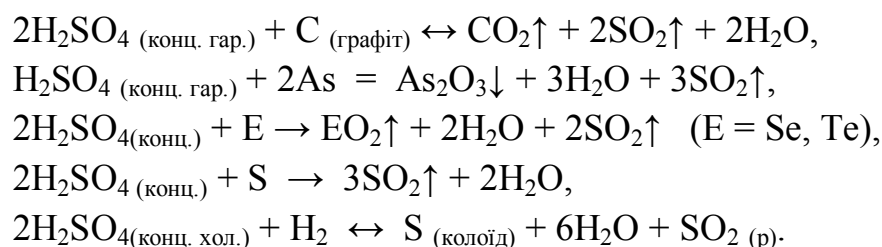
Хімічні властивості концентрованої сульфатної кислоти

У водному розчині концентрована сульфатна кислота дисоціює за двома ступенями:

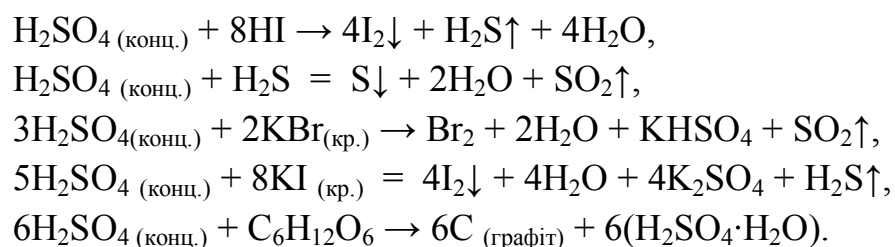


У концентрованому стані сульфатна (VI) кислота виявляє сильні окислювальні властивості, особливо в разі нагрівання.

У разі взаємодії з неметалами концентрована сульфатна кислота окиснює їх у більшості випадків до відповідних оксидів, а сама відновлюється до SO_2 :



Взаємодія зі сполуками-відновниками:

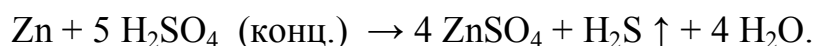


Взаємодія з металами:

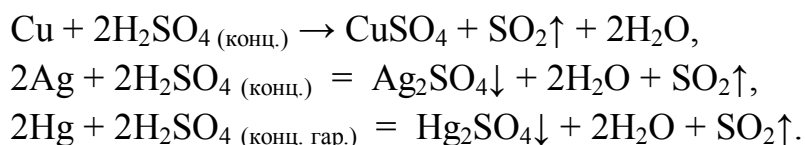
– пасивує за кімнатної температури деякі метали: Be, Al, Cr, Fe, Co, Ni, Mg, Nb;

– не взаємодіє з такими металами, як Ru, Ir, Pt, Au, Tc, Ta;

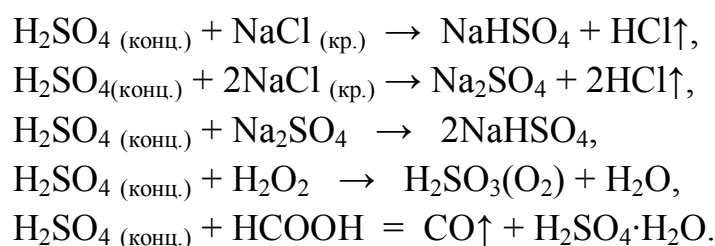
– у разі взаємодії з малоактивними й металами середньої активності сульфатна кислота відновлюється до SO_2 , а з високоактивними металами – до S або навіть до H_2S :



– такі ж реакції з неактивними металами, що стоять у ряду напруг після водню, завжди приводять до відновлення сульфатної кислоти до SO_2 :



Реакції зі сполуками, які не супроводжуються зміною ступенів окиснення атомів, що входять до складу взаємодіючих між собою речовин:



Застосування сульфатної кислоти. Сульфатну кислоту застосовують у виробництві мінеральних добрив, як електроліт у свинцевих акумуляторах, для одержання різноманітних мінеральних кислот і солей, хімічного волокна, барвників, димоутворюючих і вибухових речовин (далі – ВР), у нафтовій, металообробній, текстильній та інших галузях промисловості. Її використовують у промисловому органічному синтезі в реакціях дегідратації, сульфатування, алкілювання.

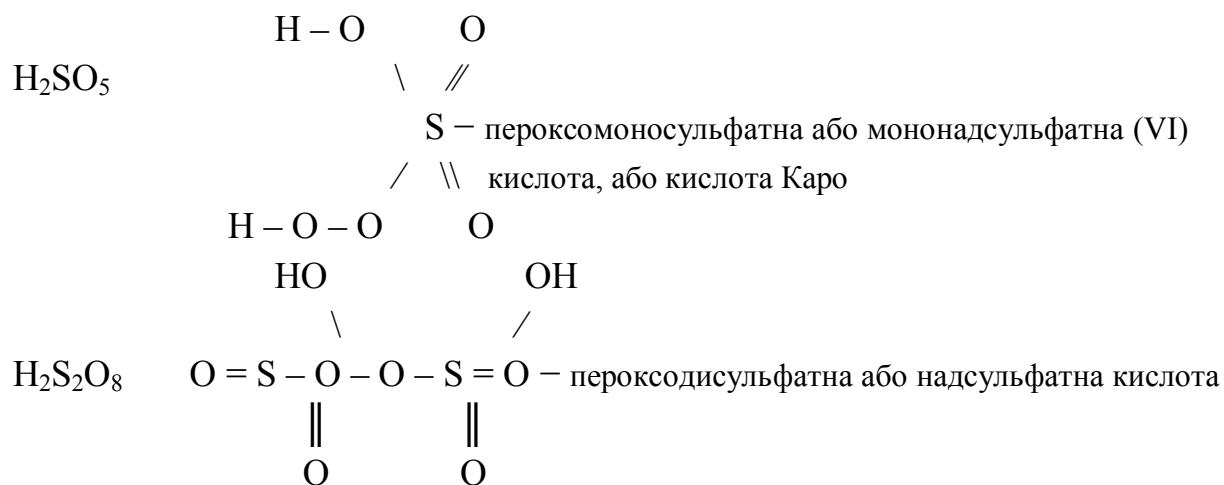
Варто пам'ятати, що сульфатна кислота досить енергійно зв'язує воду. Цей процес супроводжується значним екзотермічним ефектом.

Через одночасну окисну, водовідбираючу та термічну дію сульфатна кислота у разі потрапляння на шкіру спричиняє сильні опіки. Тому при роботі з нею необхідно дотримуватись правил безпеки. Для розведення концентрованої кислоти додають до води, а не навпаки. Цим знеможливується шкідливе розбризкування концентрованої кислоти.

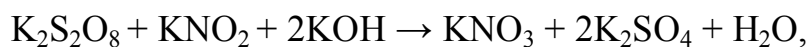
Сульфатна кислота та олеум – надзвичайно агресивні речовини, уражають дихальні шляхи, шкіру, слизові оболонки, спричиняють утруднення дихання, кашель, нерідко – ларингіт, трахеїт, бронхіт. Уражальна концентрація пари сульфатної кислоти $8 \cdot 10^{-3}$ мг/дм³ (експозиція 60 хв), смертельна концентрація – 0,18 мг/дм³ (60 хв). Аерозоль може утворитися в атмосфері внаслідок викидів хімічних і металургійних виробництв, які містять оксиди сульфуру й випадають у вигляді кислотних дощів.

1.2.6.2 Надсульфатні кислоти

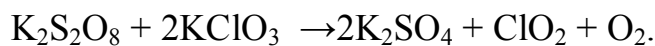
Відомі дві форми надсульфатної кислоти:



Мононадсульфатна кислота практично одноосновна та утворює середні солі типу NaHSO_5 , $\text{Ca}(\text{HSO}_5)_2$, пероксодисульфатна – двоосновна. Присутність пероксидного ланцюжка, як і в пероксиді Гідрогену H_2O_2 , зумовлює окислювальні, а в низці випадків і відновлювальні властивості надкислот та їхніх солей, що проілюстровано на таких прикладах:



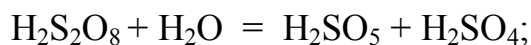
Окисник



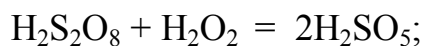
Відновник

Пероксомоносульфатна кислота H_2SO_5 або $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$. Цю кислоту, яку ще називають кислотою Каро, одержують:

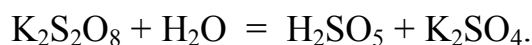
– розкладанням водою пероксодисульфатної кислоти за температури 273 К:



– дії на пероксодисульфатну кислоту гідроген пероксиду на холоді:



– гідролізу калій пероксодисульфату за температури 273 К у присутності розведеної сульфатної кислоти:



Це біла, низькоплавка ($t_{\text{пл}} = 318 \text{ K}$) сполука, яка повільно розкладається вже за кімнатної температури та швидко – за температури понад 318 K ($t_{\text{пл}}$). Стійка лише в розведеному розчині на холоді. Розкладається повільно водою вже за кімнатної температури та швидко – внаслідок нагрівання. Вступає в реакцію нейтралізації з лугами. Виявляє сильні окисні властивості. Найважливіші хімічні властивості цієї кислоти можна подати такими рівняннями реакцій:

– повільне розкладання за кімнатної температури із утворенням атомного кисню:



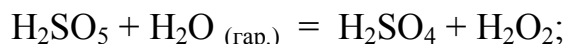
– швидке розкладання за температури, вищої від 320 K , із виділенням молекулярного кисню:



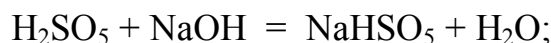
– одноступенева дисоціація за температури 273 K :



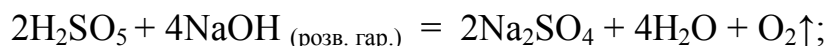
– розкладання гарячою водою:



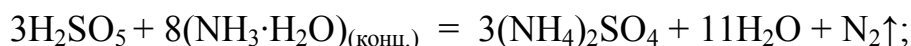
– нейтралізація розчинами лугів за температури 273 K в етанольному розчині:



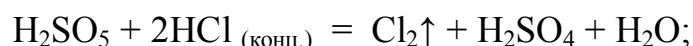
нейтралізація розчинами гарячих розведених лугів, яка супроводжується окисненням атомів Оксигену внаслідок перебігу реакції диспропорціювання:



– нейтралізація концентрованим розчином амоніаку, яка супроводжується окисненням атомів Нітрогену внаслідок перебігу міжмолекулярної окисно-відновної реакції:



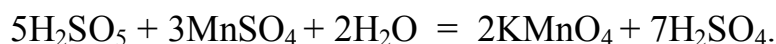
– окиснення гідроген галогенідних кислот:



– окиснення солей деяких гідроген галогенідних кислот:

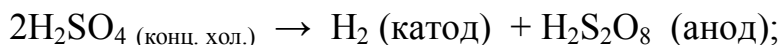


– окиснення солей, утворених деякими *d*-елементами:

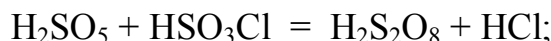


Пероксодисульфатна кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$. Серед основних способів одержання цієї кислоти можна виокремити такі:

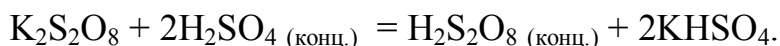
– електроліз концентрованого холодного розчину сульфатної кислоти:



– взаємодія пероксомоносульфатної кислоти з хлорсульфоною кислотою:



– взаємодія калій пероксодисульфату з концентрованою сульфатною кислотою за температури 273 K:



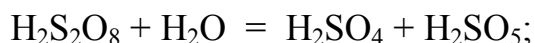
Пероксодисульфатна кислота – біла, дуже гігроскопічна речовина, яка розкладається за температури вищої від температури плавлення (понад 338 K). Стійка в концентрованому розчині. Розкладається в розведеному розчині (швидко в лужному середовищі). Сильний окисник.

Відзначається такими хімічними властивостями:

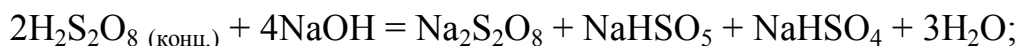
– розкладається в разі нагрівання:



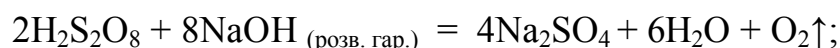
– розкладається за кімнатної температури (293–298 K) унаслідок розведення:



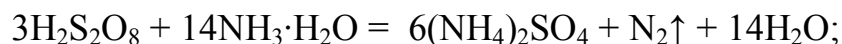
– нейтралізація лугами за температури 273 K:



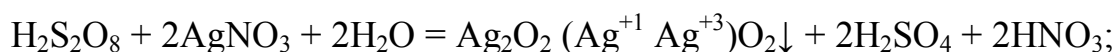
– розкладання розведеними гарячими лугами:



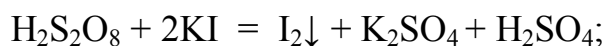
– відновлення водними розчинами амоніаку:



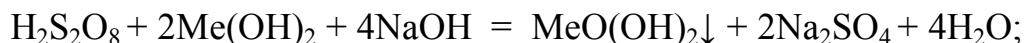
– відновлення солями деяких *d*-елементів:



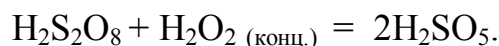
– відновлення йодидами лужних металів:



– відновлення гідроксидами феруму (II), кобальту (II) і ніколу (II) на холоді в лужному середовищі:

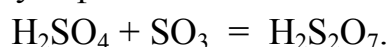


– перетворення в перексомonosульфатну кислоту:



1.2.6.3 Дисульфатна кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

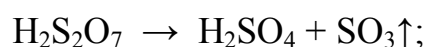
Її отримують шляхом розчинення сульфур (VI) оксиду за кімнатної температури у безводній сульфатній кислоті:



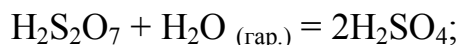
Це біла речовина з температурою плавлення 308,22 К і густиною 1,9 г/см³; плавиться без розкладання, але в разі подальшого нагівання розкладається. Розчиняється у безводній сульфатній кислоті. Присутня в олеумі. Розкладається лугами та водою. Виявляє окисні властивості.

Участь у реакціях розкладання:

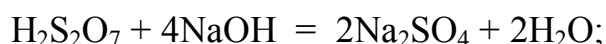
– термічного за температури 353–373 К:



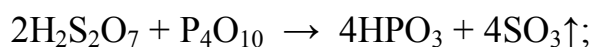
– гарячого водою:



– гарячими розведеними розчинами лугів:



– водопоглинаючими реагентами за температури 328 К:



Участь в окисно-відновних реакціях:

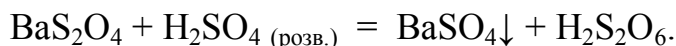
– у разі нагрівання до температури 473 К з металічною міддю:



1.2.6.4 Дитіонова кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$

Родоначальник гомологічного ряду політіонових кислот $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$ ($n = 2 \div 10$). У вільному стані не виділена. Існує в розведеному холодному водному розчині, розкладається в разі його нагрівання та концентрування. Сильна кислота, нейтралізується лугами. Стійкіша до дії окисників і відно-

вників, ніж інші гомологи. Її одержують за кімнатної температури внаслідок дії розведеної сульфатної кислоти на барій дитіонат:

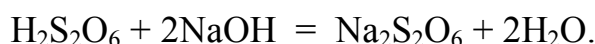


Виявляє такі хімічні властивості:

– розкладається внаслідок нагрівання до 323 К:

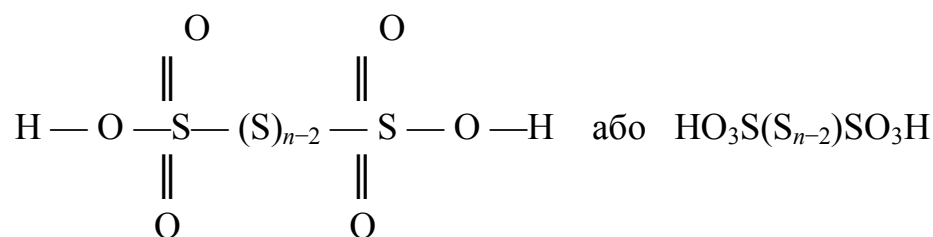


– вступає в реакцію нейтралізації з холодними розведеними розчинами лугів:



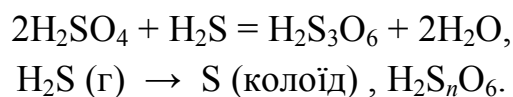
1.2.6.5 Політіонові кислоти загальної формули $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$ (де $n = 3 \div 18$)

Мають будову, яку умовно можна подати такою графічною формулою:



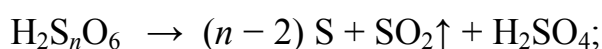
У вільному стані не виділені. Існують у водному розчині, сильні кислоти. Найстійкішими (в разі концентрування розчину) є тетратіонова $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ і особливо пентатіонова $\text{H}_2\text{S}_5\text{O}_6$ кислоти, але й вони внаслідок слабого нагрівання розкладаються. В етанольному розчині на холоді нейтралізуються лугами. Реагують з окисниками та відновниками (активність вища за $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$).

Одержують зазвичай шляхом дії газуватого дигідроген сульфідіду на розчин H_2SO_4 :

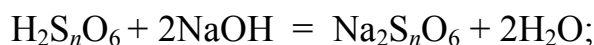


Серед найважливіших хімічних властивостей варто виокремити такі:

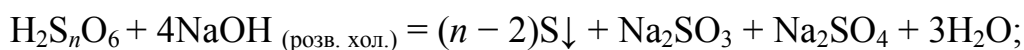
– повільне розкладання навіть за звичайних умов (293 К):



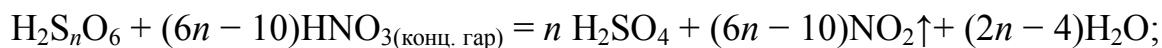
– взаємодія за температури 273 К з етанольним розчином натрій гідроксиду:



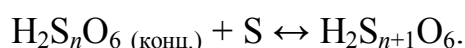
– розкладання розведеним холодним розчином натрій гідроксиду:



– окиснення концентрованою гарячою нітратною кислотою:



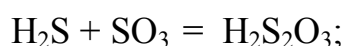
– відновлення концентрованого розчину сіркою:



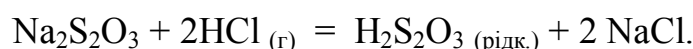
1.2.6.6 Тіосульфатна кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Існує лише кілька способів одержання цієї кислоти, але всі вони реалізуються в умовах низьких температур:

– дія сульфур (VI) оксиду на дигідроген сульфід в ефірному розчині за температури 268 K:



– дія газуватого гідроген хлориду на натрій тіосульфат за температури 193 K:



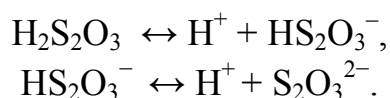
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – безбарвна в'язка рідина, яка не твердіє навіть за досить низьких температур. Термічно нестійка. Швидко (але не миттєво) розкладається у воді (сильна кислота), миттєво – в присутності сульфатної кислоти, повільно й не повністю – в ефірному розчині за кімнатної температури. Реагує з лугами, галогенами.

Основні хімічні властивості тіосульфатної кислоти:

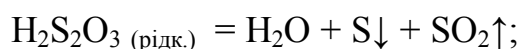
– розкладання за температури, вищої від 195 K:



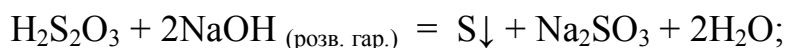
– ступінчаста дисоціація розведеного розчину у воді:



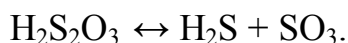
– розкладання в розведеному розчині сульфатної кислоти:



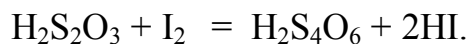
– розкладання розведеним гарячим розчином лугу:



- розкладання в ефірі за кімнатної температури:



- окиснення галогенами:



тетратіонова кислота

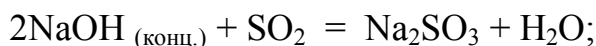
1.2.7 Солі оксигеновмісних кислот

Із солей оксигеновмісних кислот найбільше застосування в промисловості та лабораторній практиці мають натрій сульфїт, калій дисульфат, калій пероксодисульфат, натрій тіосульфат та натрій сульфат.

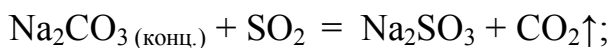
1.2.7.1 Натрій сульфїт Na_2SO_3 .

Одержують шляхом:

- пропускання сульфур (IV) оксиду крізь концентрований розчин натрій гідроксиду:



- взаємодії сульфур (IV) оксиду з концентрованим розчином натрій карбонату:



- нагрівання натрій гідросульфїту за температури понад 298 К:



- взаємодією натрій гідросульфїту з концентрованим розчином натрій гідроксиду:



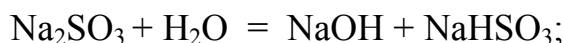
Становить собою білу речовину, яка плавиться за температури 1 184 К в умовах надлишкового тиску, але в разі нагрівання на повітрі розкладається. Добре розчиняється у воді (гідроліз за аніоном).

Виявляє такі хімічні властивості:

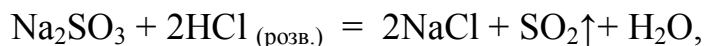
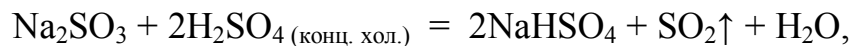
- за температури 873–973 К розкладається внаслідок реакції диспропорціювання:



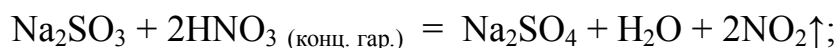
– у водному розчині гідролізує:



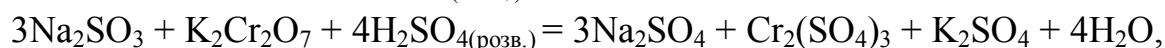
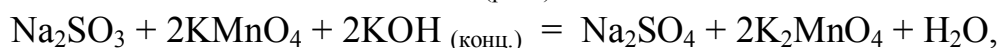
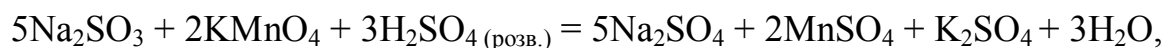
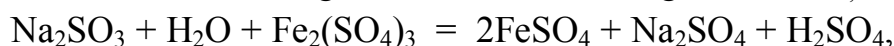
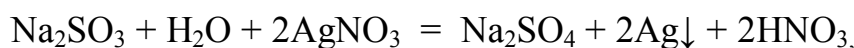
– розкладається кислотами-неокисниками:



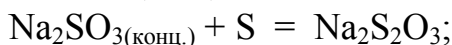
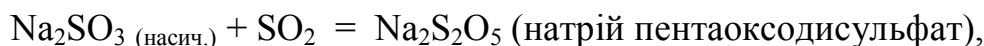
– окиснюється кислотами-окисниками:



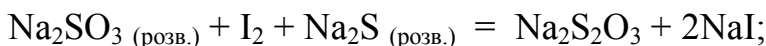
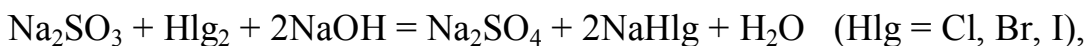
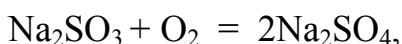
– окиснюється солями деяких металічних елементів:



– вступає в реакції приєднання, які в деяких випадках супроводжуються також окисно-відновними процесами:



– окиснюється елементарними окисниками:



– відновлюється сильними відновниками:



Сульфіт натрію застосовують для фіксації та проявлення у фотографії, для видалення слідів хлору після відбілювання тканин, для видалення сірки з віскозного волокна після формування, як флотореагент для руд кольорових металів, у виробництві пестицидів, для знешкодження стічної води, яка містить сполуки хрому.

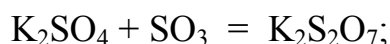
Сульфіти застосовують для відбілювання, фарбування та друкування тканин, волокон, шкіри ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$, NaHSO_3 , KHSO_3 , CaSO_3 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$), для консервування зерна, зелених кормів, кормових промислових відходів (NaHSO_3); CaSO_3 і $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ – дезінфікуючий засіб у виноробстві та цукровій промисловості; NaHSO_3 , MgSO_3 , NH_4HSO_3 – компоненти сульфітно-

го щолоку у виробництві целюлози; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ – поглинач SO_2 ; NaHSO_3 – поглинач H_2S із відходних газів виробництва сірчистих фарбників.

1.2.7.2 Калій дисульфат $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$

Серед способів його одержання варто зазначити такі:

- взаємодія калій сульфату із сульфур (VI) оксидом:



- термічне розкладання калій гідросульфату за температури 593–613 К:



Становить собою білу речовину, яка плавиться без розкладання за температури 573 К, але в разі подальшого нагрівання розкладається. Добре розчиняється у холодній воді та реагує з нею. Кристалогідратів не утворює. Має такі хімічні властивості:

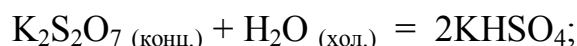
- за температури понад 713 К розкладається:



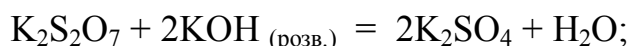
- у розведеному розчині реагує з водою з утворенням сульфатної кислоти та сульфату калію:



- у концентрованому розчині реагує з холодною водою з утворенням калій гідросульфату:



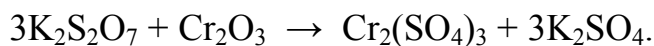
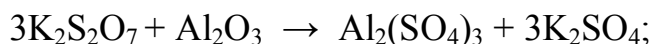
- з розведеним розчином калій гідроксиду утворює калій сульфат:



- за температури 323 К взаємодіє з сульфур (VI) оксидом:



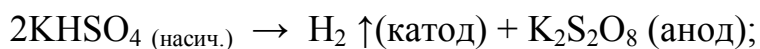
- спікається з алюміній та хром (III) оксидами за температури 673–773 К з утворенням відповідних сульфатів, тому його розглядають як сульфатувальний агент:



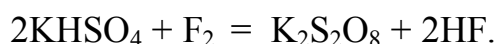
1.2.7.3 Калій пероксодисульфат $K_2S_2O_8$ або $K_2S_2O_6(O_2)$

Одержують шляхом:

– електролізу насиченого водного розчину калій гідросульфату за температури 273–280 К:



– обробки калій гідрогенсульфату фтором за кімнатної температури:



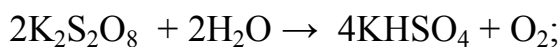
Становить собою білу речовину, яка у вологому повітрі, а також у разі нагрівання й після тривалого відстоювання розчину розкладається. Помірно розчиняється в холодній воді з частковим розкладанням гарячою водою. Кристалогідратів не утворює.

У хімічних реакціях виявляє такі властивості:

– за температури 338–373 К розкладається:

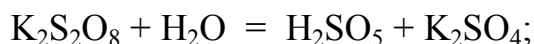


– у вологому повітрі повільно розкладається:



– у разі оборотної взаємодії з водою:

а) за температури 273 К утворюється пероксомоносульфатна кислота:



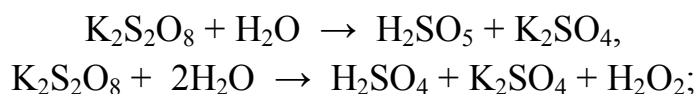
б) за кімнатної температури утворюється сульфатна кислота:



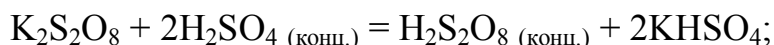
– під дією гарячої води та в присутності каталізатора MnO_2 відбувається необоротне розкладання



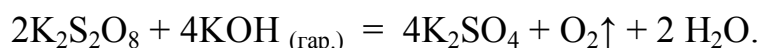
– необоротне розкладання відбувається також під дією води в розведених сульфатній кислоті:



– у разі дії концентрованої сульфатної кислоти за температури 273 К утворюється концентрована пероксодисульфатна кислота:

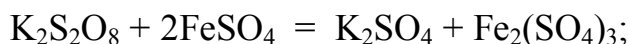


– у присутності каталізатора MnO_2 розкладається гарячими розчинами лугів:



Калій пероксодисульфат є сильним окисником. Ці властивості виявляються в разі його взаємодії:

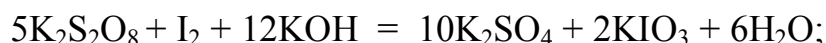
– з ферум (II) сульфатом у розведеному розчині сульфатної кислоти



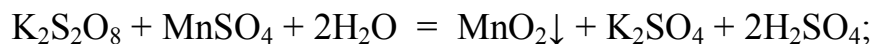
– з іодидною кислотою за кімнатної температури:



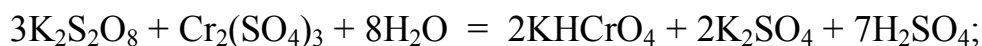
– з іодом у лужному середовищі за умови кип'ятіння:



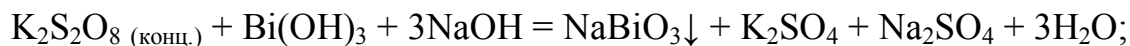
– з манган (II) сульфатом у нейтральному середовищі:



– з хром (III) сульфатом також у нейтральному середовищі:



– з бісмут (III) гідроксидом за умови кип'ятіння в лужному середовищі:



– з ферум (II), кобальт (II) і ніколь (II) гідроксидами в лужному середовищі за кімнатної температури:

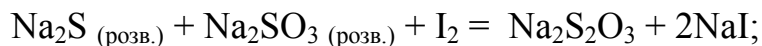


Використовується для одержання розчинів H_2O_2 , як окисник в аналітичній хімії (для визначення слідів срібла, заліза та ванадію, в разі фотометрично визначення мангану), для відбілювання жирів і мила, як ініціатор полімерізації, як компонент деяких вибухових речовин і пестицидів.

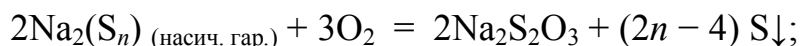
1.2.7.4 Натрій тіосульфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ або $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{S})$

Одержують багатьма методами, серед яких найважливішими є такі:

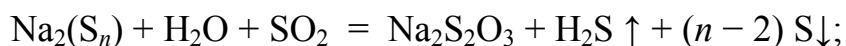
– взаємодія розведеного розчину натрій сульфідру з розведеним розчином натрій сульфїту в присутності йоду:



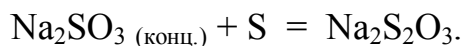
– окиснення гарячого насиченого розчину натрій полісульфїду киснем:



– дія розчину, який містить сульфур (IV) оксид, на натрій полісульфїд за кімнатної температури:



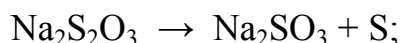
– кип'ятіння концентрованого розчину натрій сульфїту з сіркою:



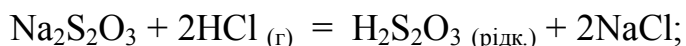
Сполука $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, яка має ще й такі назви, як гіпосульфїт, антихлор – це біла речовина з густиною $1,667 \text{ г/см}^3$, яка в разі нагрівання розкладається. Стійка на повітрі. Добре розчиняється у воді, що супроводжується слабким гідролізом за аніоном.

Натрій тіосульфат – сильний відновник, крім цього, він розкладається сильними кислотами та вступає в реакції комплексоутворення. Зазначені особливості його хімічних властивостей можна відобразити рівняннями реакцій:

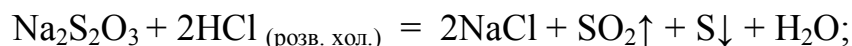
– розкладання внаслідок нагрівання за температури 493–573 К:



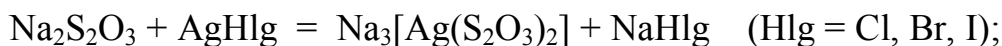
– обміну за низьких температур, а саме 493 К, із газуватими реагентами, що виявляють кислотні властивості:



– розкладання сильними кислотами:



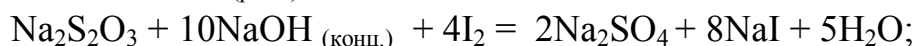
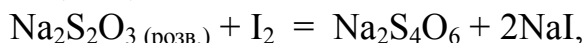
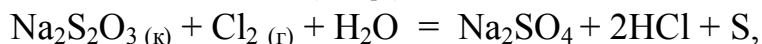
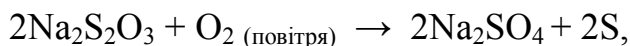
– комплексоутворення з аргентум галогенїдами:



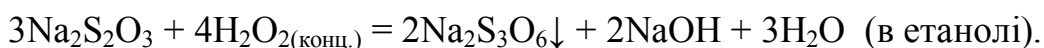
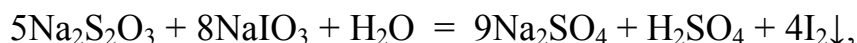
– окиснення холодною концентрованою нітратною кислотою:



– окиснення елементарними окисниками, а саме киснем, у разі нагрівання та галогенами в нейтральному або лужному середовищі:



– окиснення складними окисниками:



натрій тритіонат

Тіосульфат натрію застосовують для видалення хлору в разі відбілювання тканин, як закріплювач у фотографії, реактив у йодометрії, протиотрута у разі отруєння сполуками арсену та ртуті, а також як протизапальний засіб.

З інших тіосульфатів широко застосовуються CaS_2O_3 у суміші з полісульфідами кальцію – фунгіцид; $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ використовують для одержання «серної печени», політіонатів. $\text{MgS}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – лікарський засіб у випадку деяких серцево-судинних захворювань і вегетативних розладів.

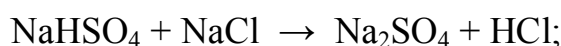
1.2.7.5 Натрій сульфат Na_2SO_4

Одержують завдяки перебігу таких реакцій:

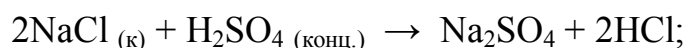
– взаємодії розведеної сульфатної кислоти з натрій гідроксидом:



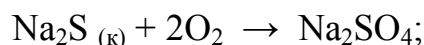
– взаємодії внаслідок спікання за температури 723–1 073 К натрій гідрогенсульфату з натрій хлоридом:



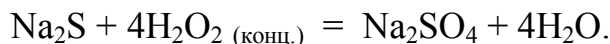
– взаємодії твердого натрій хлориду з концентрованою сульфатною кислотою за умови кип'ятіння:



- окиснення натрій сульфіді за температури понад 673 К киснем



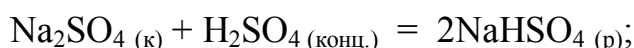
- окиснення натрій сульфіді концентрованим розчином гідроген пероксиду:



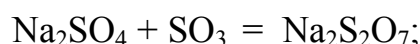
Сполука Na_2SO_4 має ще такі назви: тепардит, глауберова сіль або мірабіліт (гідрат). Це біла речовина з температурою плавлення 1 157 К, температурою кипіння 1 703 К і густиною 2, 66 г/см³. Плавиться й кипить без розкладання. Добре розчиняється у воді без гідролізу.

З-поміж хімічних властивостей натрій сульфату варто виокремити:

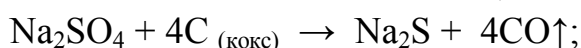
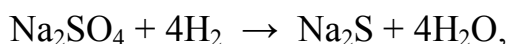
- спроможність у твердому стані взаємодіяти з концентрованою сульфатною кислотою:



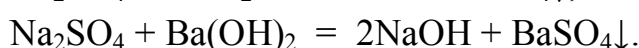
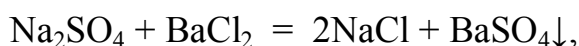
- взаємодію з сульфур (VI) оксидом з утворенням натрій дисульфату:



- відновлення воднем і коксом за умови нагрівання:



- реакції обміну з розчинними солями барію або його гідроксидом:



Натрій сульфат застосовують у скляній, паперовій промисловості, виробництві віскози. Глауберова сіль – вживається як проносний засіб у медицині. Інші сульфати використовуються для одержання сполук різних металів, будівельних матеріалів, азотних добрив – $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

1.3 Селен

1.3.1 Основні фізико-хімічні властивості селену як простої речовини

Селен (від грец. selēnē – Місяць, лат. Siltinium). Se, хімічний елемент VI-A групи періодичної системи, належить до халькогенів; атомний номер 34, атомна маса 78,96. Природний селен складається з шести ізотопів, найпоширенішими з яких є ⁸⁰Se (49,82 %), ⁷⁸Se (23,52 %), ⁸²Se (9,19 %).

Електронна конфігурація атома селену $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$; ступені окиснення -2 , $+4$, $+6$, рідко $+2$; густина γ -Se, або сірого селену, $- 4,807 \text{ г/см}^3$; температура плавлення 492 К ; температура кипіння 958 К ; стандартна ентропія $S_{298}^0 = 42,5 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$; стандартні електродні потенціали $\text{Se/Se}^{2+} = -0,92 \text{ В}$; $\text{Se} + 2\text{H}^+ / \text{H}_2\text{Se} = -0,40 \text{ В}$; $\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} / \text{Se} + 6\text{OH}^- = 0,366 \text{ В}$; $\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ / \text{Se} + 4\text{H}_2\text{O} = -0,741 \text{ В}$; $\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ / \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 1,15 \text{ В}$; енергії йонізації внаслідок послідовного переходу від Se^0 до Se^{+6} дорівнюють відповідно $9,752$; $21,2$; $32,0$; $42,9$; $68,3$; $81,7 \text{ еВ/атом}$; спорідненість до електрона $2,02 \text{ еВ}$; електронегативність за Полінгом $1,4$. Досить крихкий, за температури понад 333 К стає пластичним, напівпровідник з дірковою провідністю.

Масова частка вмісту Se у земній корі $1,4 \cdot 10^{-5} \%$, у водах морів і океанів $4 \cdot 10^{-3} \text{ мг/дм}^3$. Відомо понад 50 мінералів селену, та найпоширенішими є берцеліаніт Cu_2Se , науманіт Ag_2Se , самородний селен, халькоменіт $\text{CuSeO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Видобувають селен насамперед із мідних, піритних, свинцевих, нікелевих руд, де він міститься в розсіяному стані.

1.3.2 Способи одержання селену

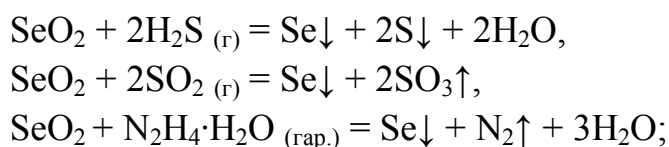
За атмосферного тиску існує низка алотропних модифікацій селену. Найстабільнішим є сірий селен (γ -Se, «металічний» селен) з гексагональною кристалічною решіткою. Його одержують з інших форм унаслідок їх довготривалого нагрівання. Структура сірого селену складається з паралельних спіральних ланцюгів.

Із розчинів у CS_2 одержано три моноклінні модифікації червоного селену: α -Se – помаранчево-червоний із температурою плавлення 443 К і густиною $4,46 \text{ г/см}^3$; β -Se – темно-червоний із температурою плавлення 453 К і густиною $4,6 \text{ г/см}^3$; γ -Se – червоний з густиною $4,33 \text{ г/см}^3$. Усі ці три форми містять кільцеві молекули Se_8 у вигляді корони.

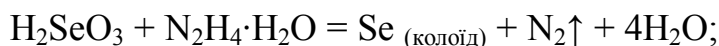
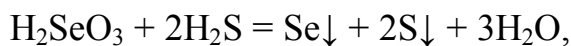
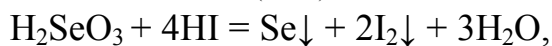
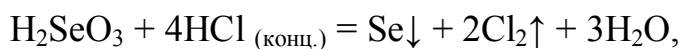
Шляхом швидкого охолодження розтопу одержують склоподгоний чорний селен – крихку речовину зі скляним блиском від червоно-коричневого до блакитно-чорного кольору, густиною $4,28 \text{ г/см}^3$.

До найпоширеніших способів одержання селену належать:

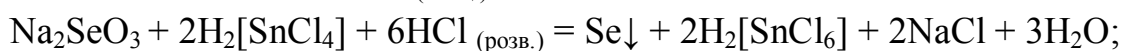
– відновлення селен (IV) оксиду дигідроґен сульфідом, сульфур (IV) оксидом та гідратом гідразину:



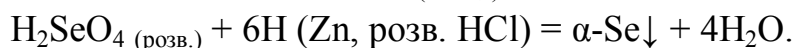
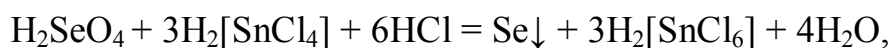
– відновлення селенітної кислоти хлоридною, йодидною, сульфідною кислотою, а також гідратом гідразину; в останньому випадку внаслідок кип'ятіння у темряві:



– відновлення натрій селеніту хлоридною кислотою або гідроген тетрахлоростаннатом (II) у кислому середовищі:



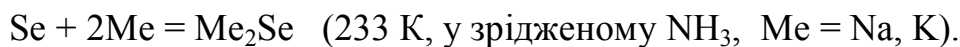
– відновлення селенатної кислоти гідроген тетрахлоростаннатом (II) у кислому середовищі або гідразиній хлоридом та атомним Гідрогеном:



1.3.3 Хімічні властивості селену

1.3.3.1 Сполуки селена з металами

З металами 1А групи селен утворює солеподібні сполуки переважно з йонним зв'язком. Селеніди лужних металів складу Me_2S – похідні селенітної кислоти, кристалізуються у кубічній решітці, безбарвні речовини. Поліселеніди складу Me_2Se_n (крім Li), де $n = 2 \div 4$; кристали гексагональних сингоній, речовини червоно-коричневого, сірого або чорного кольору через присутність поліселенід-йонів, що мають ковалентний зв'язок. Моноселеніди плавляться конгруентно, тобто без розкладання, за температури $\sim 900^\circ\text{C}$, поліселеніди плавляться найчастіше інконгруентно, тобто з розкладанням, за більш низьких температур, до того ж температура плавлення тим нижча, чим більший вміст селену. Наскільки складним є добування, наприклад, натрій і калій селенідів, можна судити за умовами такої реакції:



Для металів II-А групи відомі моноселеніди складу MeSe . Це тугоплавкі речовини ($t_{\text{пл}} = 1\,273 \div 2\,173 \text{ K}$), які досить легко розкладаються на по-

вітрі й надто легко гідролізуються у воді. Для лужноземельних металів відомі також поліселеніди MeSe_2 і MeSe_3 , які плавляться інконгруентно та легко зазнають гідролізу.

Металам III-A групи властиве утворення селенідів складу Me_2Se_3 :



Al_2Se_3 нестійкий, швидко гідролізується водою; Ga_2Se_3 та In_2Se_3 стійкі, у той час як Tl_2Se_3 розкладається внаслідок охолодження. Моноселеніди складу MeSe відомі лише для Ga, In, Tl, які кристалізуються в шаруватих структурах. Нижчі селеніди Me_2Se у кристалічному вигляді відомі лише для Ga і Tl, а інші селеніди металічних елементів III-A групи стійкі лише в газуватому стані.

Рідкісноземельним елементам (РЗЕ), особливо елементам церієвої підгрупи, властива розмаїтість типів селенідів. Так, у системах Pr – Se отримано селеніди складу PrSe , Pr_5Se_6 , Pr_3Se_4 , Pr_2Se_3 , Pr_4Se_7 , PrSe_2 , Pr_3Se_7 . Меншу кількість селенідів утворюють елементи ітрієвої підгрупи, а найменшу кількість селенідів у європію: EuSe і Eu_2Se_3 .

Моноселеніди складу MeSe найбільш тугоплавкі, вони плавляться конгруентно за температури понад 1 723 K; селеніди іншого складу – у більшості випадків інконгруентно за 1 473–1 773 K, з підвищенням вмісту селену температури плавлення знижуються. Сполуки складу Me_4Se_7 та з більшим вмістом селену мають характер поліселенідів. Селеніди складу Me_2Se_3 – напівпровідники, легко розкладаються розведеними кислотами; у вологому повітрі поступово окиснюються. Поліселеніди мають більш металічні властивості порівняно з Me_2Se_3 .

Селеніди актиноїдів практично не досліджені. Для торію відомо п'ять або шість селенідів, подібних до селенідів РЗЕ, для урану – теж п'ять, а для плутонію лише два: Pu_2Se_3 і PuSe_2 .

У металічних елементів IVA групи відомі селеніди двох типів: MeSe і MeSe_2 , причому для свинцю – тільки PbSe , а для олова – SnSe і SnSe_2 .

Для металічних елементів V-A групи, зокрема стихію, існує селенід тільки одного складу – Sb_2Se_3 , у той час як для бісмуту – Bi_2Se_3 , Bi_2Se і BiSe .

Перехідним металічним елементам IV–VIII груп властива різноманітність складу селенідів, до того ж хімічний зв'язок у них можна вважати ковалентно-металічним з певною частиною йонного зв'язку.

Найчастіше перехідні елементи з селеном утворюють сполуки складу MeSe й, особливо, MeSe_2 , наприклад: NiSe , MnSe , ZnSe , CdSe , HgSe , MnSe_2 , ReSe_2 , MoSe_2 , NbSe_2 , TaSe_2 і тощо. Склад інших селенідів лежить в інтервалі від моно- до диселеніду (Me_3Se_4 , Me_2Se_3 і т.д.), але в деяких випадках утворюються як нижчі селеніди, наприклад Nb_5Se_4 , Ni_3Se_2 , Pd_4Se , так і вищі – MeSe_3 і навіть MeSe_4 . Більше за всі інші металічні елементи селенідів різного складу утворюють цирконій і гафній.

Для елемента купруму відомі селеніди складу Cu_2Se , CuSe , CuSe_2 , для аргентуму – тільки Ag_2Se . Для ауруму одержані Au_2Se , AuSe і Au_2Se_3 . В елементів підгрупи цинку існує лише по одному моноселеніду складу MeSe . Селеніди перехідних металів відзначаються хімічною стійкістю, важко розкладаються кислотами, але окиснюються в разі нагрівання на повітрі.

Відома велика кількість складних селенідів, наприклад CuFeSe_2 , $\text{In}_2\text{Mo}_{15}\text{Se}_{19}$, Cd_4GeSe , CrGaSe_3 , $\text{Cu}_2\text{Mo}_6\text{Se}_8$. Багато із селенідів мають напівпровідникову або металічну провідність, а деякі, наприклад $\text{Cu}_2\text{Mo}_6\text{Se}_8$, за низьких температур – надпровідники.

Одержують селеніди переважно або з простих речовин (безпосередньо сплавленням у нейтральній атмосфері чи вакуумі), або дією газуватого селену на метал, а також електролізом розчину, наприклад, натрій сульфату, з катодом із селену й анодом із відповідного металу.

Прості та складні селеніди – перспективні матеріали для високотемпературної електроніки. Їх використовують у фоторезисторах і фотоелементах (HgSe , PbSe), як лазерні матеріали (CdSe , PbSe , GaSe), як компоненти люмінофорів (ZnSe , BaSe), термоелектричні матеріали (Bi_2Se_3 , In_2Se_3 , Gd_2Se_3). Селеніди застосовують у разі виготовлення детекторів рентгенівського та УФ випромінювань (CdSe). Селеніди стибію та індію – як компоненти склоподібних напівпровідників і халькогенідного скла.

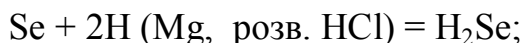
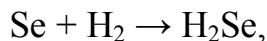
Диселеніди тугоплавких металів (Mo , W , Nb та інші), які мають шарову структуру, – компоненти сухих антифрикційних мастил, що працюють в умовах високого вакууму, наприклад, у космічних апаратах. Селеніди кобальту, РЗЕ – каталізатори в органічному синтезі. Селеніди кадмію – пігмент для художніх фарб, емалей і глазурі.

Розчинні у воді селеніди токсичні. Викликає небезпеку дигідроген селену, який утворюється внаслідок розкладання селенідів у разі взаємодії їх із вологою повітря та кислотами.

1.3.3.2 Взаємодія селену з неметалами

Селен безпосередньо реагує:

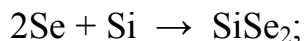
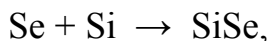
– з воднем у разі нагрівання простих речовин до температури 773–623 К, а також унаслідок дії на селен атомного Гідрогену за кімнатної температури:



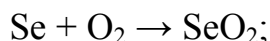
– з бором унаслідок пропускання газуватого селену над нагрітим аморфним бором:



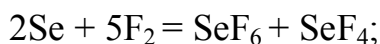
– з силіцієм у процесі взаємодії простих речовин у вакуумі за температури 873 К:



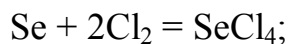
– з киснем за температури 523 К у присутності каталізатора NO_2 :



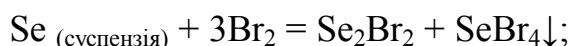
– з фтором за кімнатної температури:



– з хлором також за кімнатної температури взаємодіє:



– з бромом селен взаємодіє у вигляді суспензії в рідкому карбон (II) сульфіді:

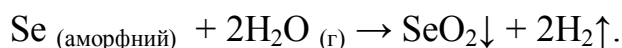


– з йодом у присутності води за температури, трохи вищої від кімнатної (298–303 К), та за умови знаходження селену в порошкоподібному стані:



1.3.3.3 Взаємодія селену з водою, розчинами кислот, лугів і солей

Селен не взаємодіє з рідкою водою; реакція відбувається за участі аморфного селену з пароподібною водою за температури 423 К:

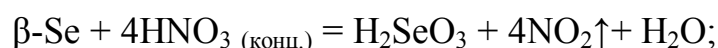


Селен взаємодіє лише з кислотами-окисниками, а саме:

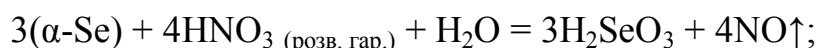
– з сульфатною концентрованою кислотою за умови кип'ятіння:



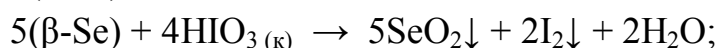
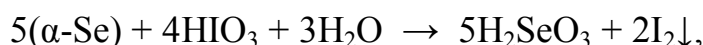
– з нітратною концентрованою кислотою у разі наявності нестійкої β -кристалічної модифікації селену:



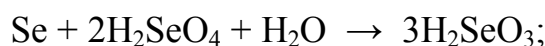
– з нітратною гарячою розведеною кислотою у разі наявності стійкої α -кристалічної модифікації селену:



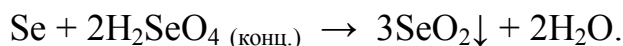
– з іодатною кислотою:



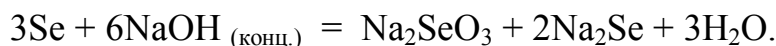
– з розведеною селенатною кислотою за кімнатної температури:



– з концентрованою селенатною кислотою за температури понад 373 K:

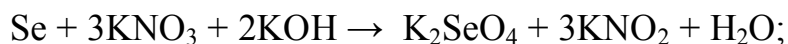


З концентрованими розчинами лугів селен взаємодіє за умови кип'ятіння:



Селен взаємодіє як з *солями*, які виявляють тільки окисні властивості, так і з солями, які виявляють окисно-відновні властивості:

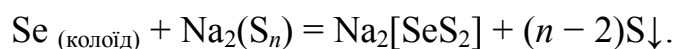
– з солями-окисниками селен реагує за умови спікання, тобто за температури 623–673 K, у присутності лугів:



– з концентрованими, гарячими розчинами солей, які виявляють окисно-відновні властивості:



– колоїдний селен, за яскравого опромінення, взаємодіє з натрій полісульфідом:

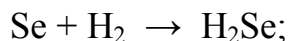


1.3.4 Властивості бінарних сполук селену

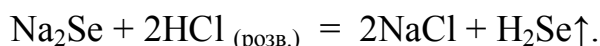
1.3.4.1 Сполуки з Гідрогеном. Дигідроген селенід H_2Se

Способи одержання:

- безпосередня взаємодія простих речовин за температури 623–723 К:



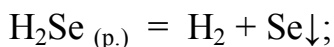
- дія розведених сильних кислот-окисників на розчинні солі селенідної кислоти:



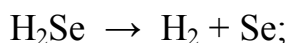
Фізичні властивості. Безбарвна термічно нестійка газувата речовина з неприємним запахом; температура плавлення 207,28 К, температура кипіння 231,651 К; густина 3,66 г/дм³ (н. у.). Добре розчиняється у холодній воді з утворенням слабкої кислоти. У сухому повітрі за кімнатної температури H_2Se стійкий.

Хімічні властивості:

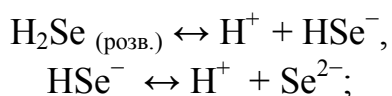
- у розбавленому розчині повільно розкладається на прості речовини:



- унаслідок нагрівання до температури 573 К процес розкладання H_2Se значно прискорюється:



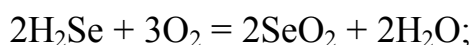
- у розчиненому стані H_2Se як селенідна кислота зазнає слабкої двоступеневої йонізації:



- у вологому повітрі повільно окиснюється навіть за кімнатної температури:



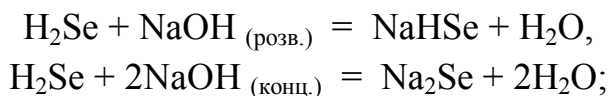
- у разі нагрівання на повітрі горить з утворенням селен (IV) оксиду:



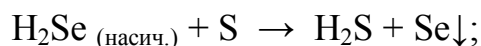
- реагує з кислотами-окисниками з утворенням селенітної кислоти:



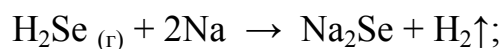
– вступає в реакцію нейтралізації з розчинами лугів з утворенням кислих (NaHSe) і середніх (Na₂Se) солей:



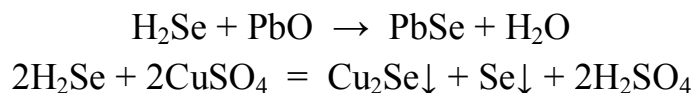
– окиснюється за кімнатної температури активнішими неметалами, крім кисню:



– у разі нагрівання у газуватому стані реагує з активними металами з утворенням солей:



– реагує з деякими оксидами з утворенням солей селенідної кислоти за температури 573 К, а за кімнатної температури – з солями малоактивних металів:



H₂Se використовують для одержання селену високої чистоти, селенідів і селеноорганічних сполук.

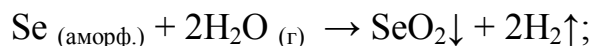
1.3.4.2 Сполуки з киснем

Селен (IV) оксид

Фізичні властивості. Безбарвна, досить летка, кристалічна речовина з неприємним запахом. У газуватому стані жовто-зелена. Температура плавлення під тиском 613 К, температура сублімації 588 К; густина 3,954 г/см³; гігроскопічний; легко реагує з водою, розчиняється в етанолі, в ацетатній і сульфатній кислотах, погано розчиняється в бензолі, не розчиняється в ацетоні.

Способи одержання. Серед найпоширеніші способи одержання:

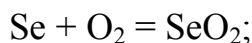
– взаємодія аморфного селену з водяною парою за нагрівання до 423 К:



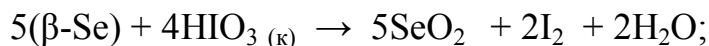
– окиснення селену концентрованою сульфатною кислотою:



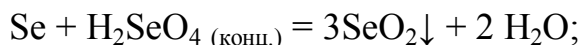
– окиснення селену киснем за температури 523 К у присутності нітроген (IV) оксиду як каталізатора:



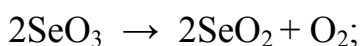
– окиснення β -Se твердою йодатною кислотою внаслідок спікання за температури 573 K:



– окиснення селену концентрованою селенатною кислотою за температури 873 K:



– розкладання селен (VI) оксиду за температури понад 458 K:



– відновлення селен (VI) оксиду газуватим гідроген хлоридом за кімнатної температури:



– розкладання селенітної кислоти за температури 343 K у присутності P_4O_{10} :



– відновлення натрій селенату киплячою концентрованою хлоридною кислотою:

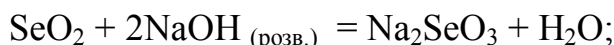


Хімічні властивості селен (IV) оксиду. Виявляє кислотні властивості, реагує за умови нагрівання з нерозчинними основами та амфотерними гідроксидами деяких металічних елементів, із лугами; сильний окисник – реагує з дигідроген селенідом, сульфур (IV) оксидом, гідратом гідразину; слабкий відновник – реагує з гідроген пероксидом, натрій пероксидом, калій броматом.

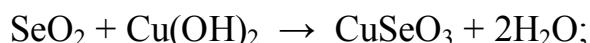
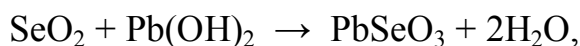
Крім того, реагує з водою з утворенням селенітної кислоти за кімнатної температури:



– реагує з розведеними лугами:



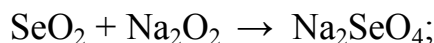
– реагує за умови нагрівання з амфотерними гідроксидами плюмбуму (II) та гідроксидом купруму (II):



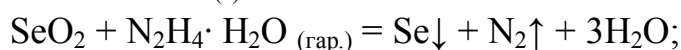
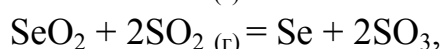
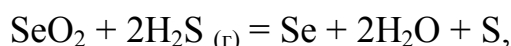
– виявляє відповідні властивості щодо концентрованого розчину гідроген пероксиду за умови кип'ятіння в атмосфері кисню:



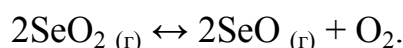
– за умови спікання за температури 623 К відновлює натрій пероксид:



– за звичайних умов окиснює газуваті H_2S і SO_2 , а також гарячий $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



– за температури понад 1 273 К розкладається:

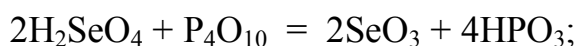


Застосовують як проміжний продукт у разі одержання селену високої чистоти. У природі зустрічається у вигляді мінералу доунейту (селеноліту).

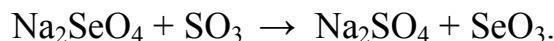
Селен (VI) оксид SeO_3

Способи одержання. Способів одержання селен (VI) оксиду небагато. З них найвідомішими є такі:

– дія водовіднімальних засобів, наприклад P_4O_{10} , на селенатну кислоту за кімнатної температури з подальшою сублімацією SeO_3 у вакуумі:



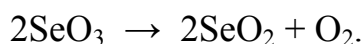
– нагрівання суміші натрій селенату з сульфур (VI) оксидом до температури 383 К також із подальшою сублімацією у вакуумі:



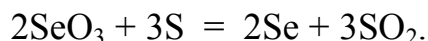
Фізичні властивості SeO_3 . Білий у твердому, рідкому та газуватому стані. За слабого нагрівання (вище 373 К) сублімує, гігроскопічний; з водою реагує з виділенням великої кількості тепла; розчиняється в сульфур (IV) оксиді, оцтовому ангідриді.

Хімічні властивості селен (VI) оксиду. Виявляє кислотні властивості; реагує з лугами, гідроген галогенідами, неметалами. Сильний окиснювач.

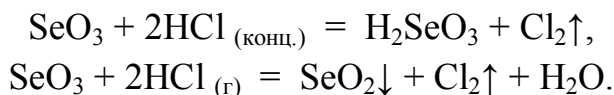
Розкладається за температури нагрівання вище 458 К:



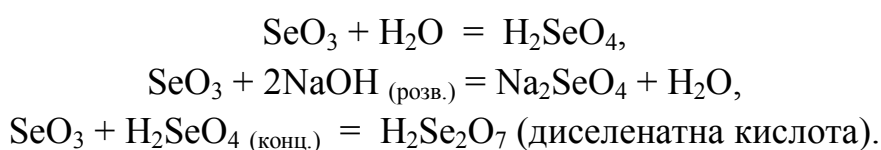
Унаслідок нагрівання за температури 363 К–393 К окиснює деякі неметали, гідроген галогеніди:



Навіть за температури 273 К окиснює концентровані розчини гідроген хлориду, а за кімнатної температури – навіть газуватий HCl:



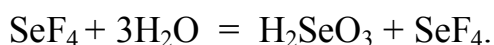
Реагує з водою, розведеними розчинами лугів і концентрованими розчинами деяких кислот:



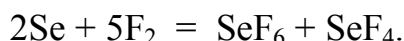
1.3.4.3 Сполуки з галогенами

Селен гексафторид SeF_6 – безбарвний газ з температурою плавлення 238,4 К і температурою сублімації 226,4 К; погано розчинний у воді й при цьому не зазнає гідролізу. Одержують шляхом фторування селену.

Селен тетрафторид SeF_4 – безбарвна рідина з температурою плавлення 263,5 К; температурою кипіння 374 К і густиною 2,75 г/см³; у разі взаємодії з водою зазнає гідролізу:



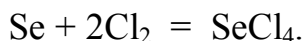
Роз’їдає скло. Одержують шляхом фторування селену за кімнатної температури:



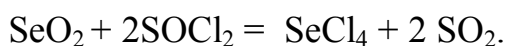
Селен тетрахлорид SeCl_4

Способи одержання. Селен тетрахлорид найчастіше одержують шляхом:

– взаємодії селену з хлором за кімнатної температури:



– взаємодії селен (IV) оксиду з сульфур оксохлоридом SOCl_2 (сульфур оксид-дихлоридом або тіонілхлоридом) за температури 348 К–363 К:



Фізичні властивості. Світло-жовта тверда речовина, темно-червона рідина. Леткий, плавиться за температури 578 К лише під надлишковим тиском, за температури 469 К сублімує.

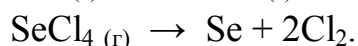
Хімічні властивості. За помірного нагрівання розкладається. Реагує з водою, лугами, гідроген хлоридом, хлоридами металів.

У вологому повітрі розкладається з утворенням селен оксид-дихлориду (селеніл хлориду):

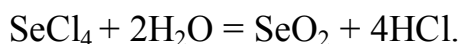


Останнім часом склад SeOCl_2 позначають формулою SeCl_2O , тобто символи елементів подають у порядку збільшення їхньої електронегативності.

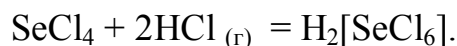
Унаслідок нагрівання до температури 473–573 К розкладається з утворенням селен дихлориду; за дещо вищої температури (623 К) розкладається з виділенням газуватого хлору та відновленого селену:



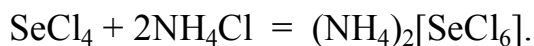
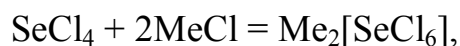
У разі контакту з водою зазнає повного гідролізу:



За температури 273 К у концентрованому розчині HCl взаємодіє з газуватим гідроген хлоридом:



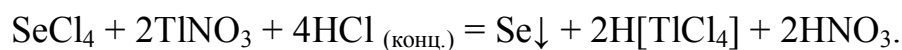
За таких самих умов взаємодіє з хлоридами таких лужних металів, як калій, рубідій, цезій, а також з амоній хлоридом:



З розчинами розведених лугів утворює солі двох кислот оксигеновмісної та безоксигенової:



У кислому середовищі відновлюється сильними відновниками, тобто виявляє окисні властивості:



Унаслідок нагрівання у вакуумі з селен (IV) оксидом до температури 334 К у присутності концентрованої сульфатної кислоти утворює селен оксид-дихлорид:

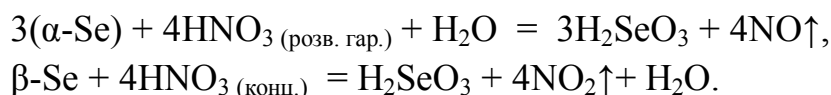


Використовують для одержання чистого селену та його сполук і як хлорувальний агент.

1.3.5 Способи одержання та властивості оксигеновмісних кислот селену та їхніх солей

1.3.5.1 Селенітна кислота H_2SeO_3

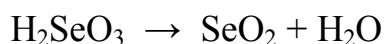
Способи одержання селенітної кислоти H_2SeO_3 . Селенітну (селенисту) кислоту одержують шляхом окиснення α -Se розведеною гарячою нітратною кислотою або окисненням β -Se концентрованою нітратною кислотою:



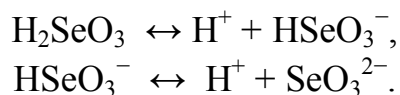
Фізичні властивості селенітної кислоти. Біла кристалічна речовина з температурою плавлення 339,6 К і густиною 3,004 г/см³. Добре розчиняється у воді; кислота середньої сили. За температури 345 К розкладається. У вакуумі зазнає перекристалізації з розчину.

Хімічні властивості селенатної кислоти. Належить до високо реакційноздатних сполук. Так, вона вступає в реакцію нейтралізації та комплексоутворення з лугами та в реакції обміну з солями. Виявляє окисно-відновні властивості.

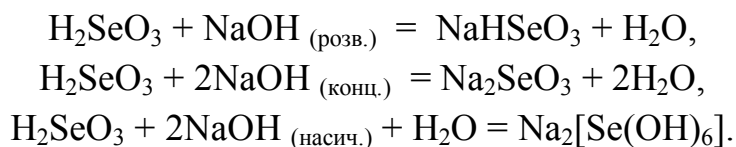
Унаслідок нагрівання вище 343 К у присутності P_4O_{10} розкладається:



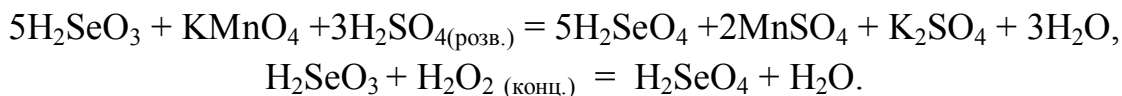
Як двоосновна кислота дисоціює ступінчасто:



У разі взаємодії з лугами утворює кислі та середні солі, а також гідроксокомплексні сполуки:



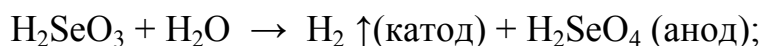
У кислому середовищі окисніється сильними окисниками, а також концентрованим розчином гідроген пероксиду до селенатної кислоти:



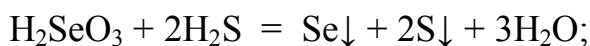
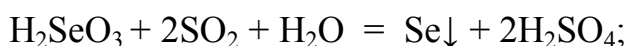
У нейтральному середовищі окиснюється такими галогенами, як Cl_2 і Br_2 :



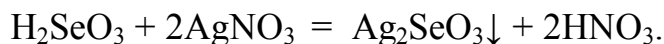
До селенатної кислоти окиснюється також і в процесі проведення електролізу водного розчину:



– за звичайних умов відновлюється SO_2 , HI , H_2S , $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та іншими сильними відновниками до вільного селену:



Вступає в реакції обміну з солями сильних кислот:



1.3.5.2 Селенатна (селенова) кислота H_2SeO_4

Способи одержання. Одержують селенатну кислоту завдяки перебігу таких хімічних реакцій:

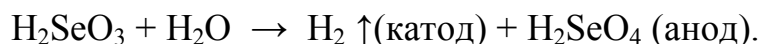
– окиснення селен (IV) оксиду або селенатної кислоти концентрованим розчином гідроген пероксиду в атмосфері кисню:



– взаємодія селен (IV) оксиду з водою:



– електроліз водного розчину селенітної кислоти:



Фізичні властивості селенатної кислоти. Біла, дуже гігроскопічна речовина. Розтоп – масляниста рідина, що схильна до переохолодження (до температури 288 К, $d_{\text{рідк}} = 2,6 \text{ г/см}^3$). Переганяється у вакуумі без розк-

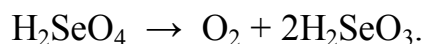
ладання; температура плавлення 335,4 К і густина 2,95 г/см³; за температури понад 533 К розкладається; добре розчиняється у воді.

Хімічні властивості селенатної кислоти. Сильна кислота, подібна до сульфатної кислоти; в розведених розчинах – сильна кислота. Взаємодіє з лугами та солями лужних і лужноземельних металів. Сильніший окисник, ніж сульфатна кислота; концентрована кислота в нагрітому стані розчиняє благородні метали Ag, Pd, Au, хоча реагує з ними повільно. З концентрованою хлоридною кислотою утворює суміш, подібну за окиснювальною здатністю до «царської водки»; легко обвуглює органічні речовини.

За кімнатної температури над P₄O₁₀ повільно розкладається без зміни ступенів окиснення елементів:



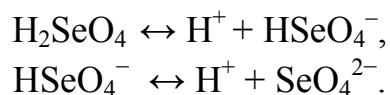
Унаслідок нагрівання до 343 К у вакуумі розкладається до селенітної кислоти:



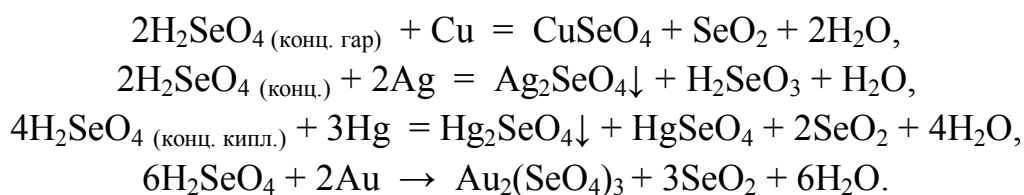
За сильнішого нагрівання до 434–473 К розкладається з утворенням селен (IV) оксиду:



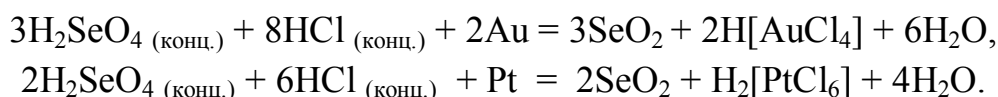
У водному розчині дисоціює як двоосновна кислота:



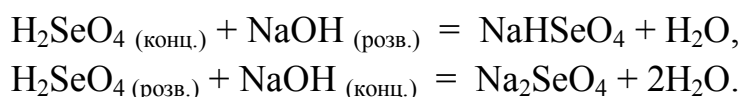
З металами взаємодіє як кислота-окисник:



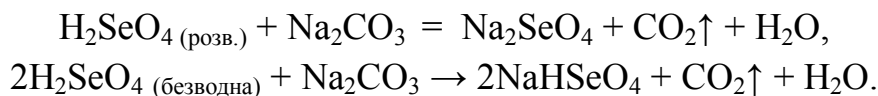
У суміші з концентрованою хлоридною кислотою за характером дії на метали за умови кип'ятіння нагадує «царську водку»:



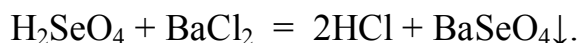
З розчинами лугів, залежно від їх концентрації, утворює кислі або середні солі:



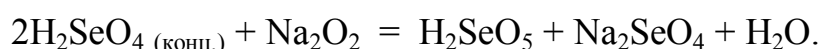
З утворенням кислих та середніх солей селенатної кислоти остання взаємодіє з середніми солями слабкіших кислот:



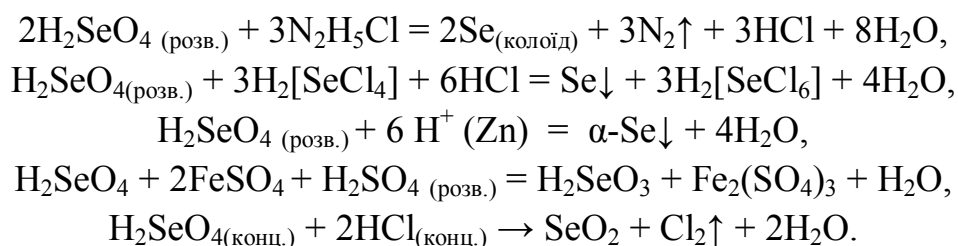
Унаслідок взаємодії з солями сильних кислот утворюються лише середні солі:



Сильними окисниками за температури 273 К окиснюється до пероксоноселенатної кислоти:



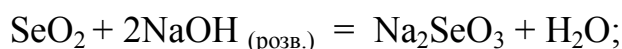
У разі взаємодії з сильними відновниками відновлюється до вільного селену, з менш сильними – до сполук зі ступенем окиснення селену +4:



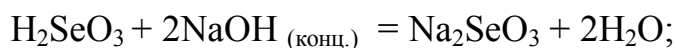
1.3.5.3 Натрій селеніт Na_2SeO_3

Способи одержання:

– дія розведеного розчину натрій гідроксиду за кімнатної температури на селен (IV) оксид:



– взаємодія концентрованого розчину натрій гідроксиду на селенітну кислоту:



– нагрівання натрій селенату за температури 773 К:



Фізичні властивості натрій селеніту. Біла кристалічна речовина з температурпою плавлення 984 К і густиною 3,07 г/см³. Унаслідок повільного нагрівання починає дисоціювати за температури понад 873 К; гігроскопічний; добре розчиняється у холодній воді; з водних розчинів за температури 264,3–308,9 К кристалізується пентагідрат (густина 2,7 г/см³), за

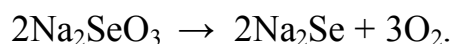
температури нижчої від 264,3 К – октагідрат, вищої від 308,9 К – безводна сіль.

Хімічні властивості натрій селеніту. Розкладається у гарячій воді, сильних кислотах, реагує з галогенами, вуглецем, воднем. Виявляє сильніші окисні та слабші відновні властивості порівняно з натрій сульфідом.

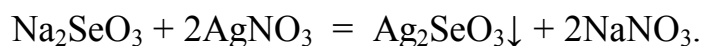
Зазнає гідролізу за аніоном з утворенням лужного середовища:



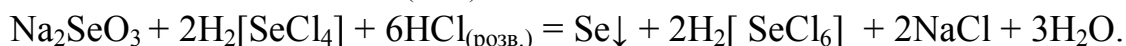
Розкладається за температури понад 984 К:



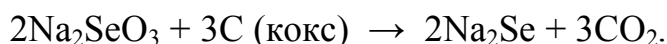
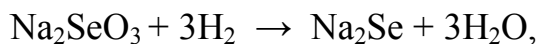
Вступає в реакції обміну з солями, катіони яких утворюють нерозчинні у воді селеніти:



Відновлюється до вільного селену за кімнатної температури лише сильними відновниками:

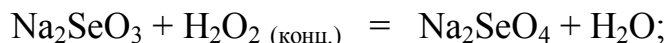


Такими відновниками, як водень і кокс, відновлюється навіть до селенідів лише в разі нагрівання:

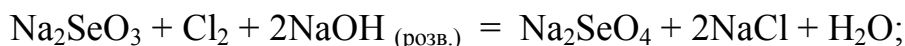


Окиснюється:

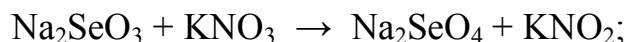
– концентрованим розчином гідроген пероксиду:



– молекулярним хлором у лужному середовищі:



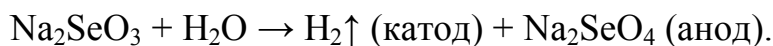
– калій нітратом унаслідок спікання за температури 673 К:



– киснем повітря в результаті прожарювання за температури 998 К:



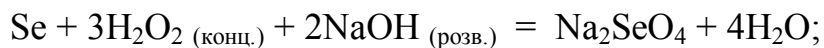
– електричним струмом при електролізі водного розчину:



1.3.5.4 Натрій селенат Na_2SeO_4

Способи одержання. Селенат натрію можна одержати шляхом проведення таких хімічних реакцій:

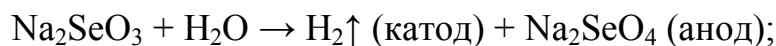
– окиснення селену концентрованим розчином гідроген пероксиду в лужному середовищі:



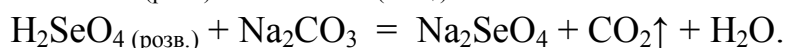
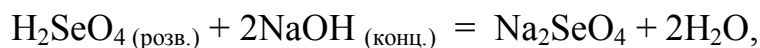
– окиснення натрій селеніту калій нітратом у результаті спікання за температури 673 К або киснем повітря за температури 998 К:



– електроліз водного розчину натрій селеніту:



– взаємодія селенатної кислоти з концентрованим розчином натрій гідроксиду або натрій карбонату:



Фізичні властивості натрій селенату. Біла кристалічна речовина з температурою плавлення 1 003 К і густиною 3,21 г/см³; за температури 808 К зазнає поліморфного перетворення; розчиняється у воді без перебігу процесу гідролізу, до того ж зі збільшенням температури від 273 К до 348 К масова частка розчиненої солі зростає з 11,6 % до 42,2 %; за температури, нижчої від за 305 К, кристалізується з водних розчинів у вигляді декагідрату $\text{Na}_2\text{SeO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, що має густину 1,61 г/см³.

Хімічні властивості Na_2SeO_4 . Реагує в разі нагрівання з концентрованою хлоридною кислотою, сульфур (VI) оксидом, воднем, вуглецем. Конкретніше реакції, в які вступає натрій селенат, можна подати такими рівняннями:

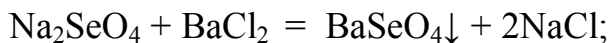
– термічно розкладається за температури 773 К:



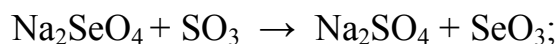
– взаємодіє з концентрованим розчином селенатної кислоти із утворенням кислій солі:



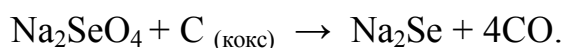
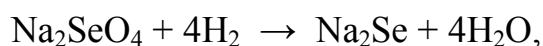
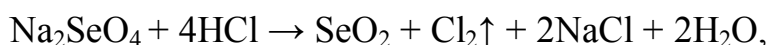
– взаємодіє з солями, катіони яких утворюють з селенат-йоном нерозчинні сполуки:



– взаємодіє з сульфур (VI) оксидом за температури 383 К з витискуванням SeO_3 :



– вступає в реакції відновлення з киплячою концентрованою хлоридною кислотою, воднем за температури 873–973 К та з коксом за температури 1 023–1 173 К:



1.3.5.5 Застосування оксигенових сполук селену та їхніх похідних

Оксиди селену та їхні похідні є проміжними продуктами в технології селену. Селеніти та селенати застосовують для знебарвлення й фарбування скла, у виробництві емалей і глазурі, для одержання люмінофорів і пігментів, інсектицидів.

Оксиди селену та їхні похідні спричиняють опіки шкіри, уражають слизові оболонки та дихальні шляхи.

1.4 Телур

1.4.1 Основні фізико-хімічні властивості телуру як простої речовини

Телур (від лат. telluris-Земля, латинська назва Tellurium) – Te , хімічний елемент VI-A групи періодичної системи, який належать до халькогенів (ті, що народжують руди), атомний номер 52, атомна маса 127,6. Природний телур складається з восьми ізотопів, з яких найрозповсюдженішими є ^{126}Te (18,72 %); ^{130}Te (34,27 %). Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$, отже, він є p -елементом і має ступені окиснення в сполуках -2 , $+4$, $+6$, рідко $+2$; енергія іонізації 9,01 еВ; спорідненість до електрона близько 2 еВ, електронегативність за Полінгом 2,01; атомний радіус 0,17 нм.

Масова частка Телуру в земній корі становить $1 \cdot 10^{-6}$ %. Відомо близько 100 мінералів телуру, зокрема самородний телур Te , алтаїт PbTe , гесит Ag_2Te , сильваніт AuAgTe_4 , калаверит AuTe_2 , тетрадиміт $\text{Bi}_2\text{Te}_2\text{S}$. Телур входить як домішка у сульфатні мінерали – халькопїрит, галеніт тощо. Телур вилучають, переважно з мідних, свинцевих та піритних руд, у яких він

міститься як у розсіяному стані, так і у вигляді вкраплень власних мінералів. Стандартна ентропія $S_{298}^0 = 49,5$ кДж/моль·К, стандартний електродний потенціал E^0 для процесу $\text{Te} + 2e^- = \text{Te}^{2-}$ дорівнює $-1,143$ В; для процесу $\text{H}_2\text{TeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Te} + 3\text{H}_2\text{O}$ $E^0 = 0,589$ В, а для процесу $\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{Te} + 6\text{OH}^-$ $E^0 = -0,57$ В.

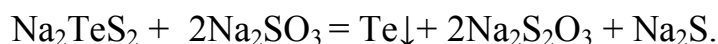
1.4.2 Способи одержання телуру

Основним джерелом одержання телуру є шлами електролітичного рафінування міді та шлами сірчаноокислотного виробництва.

У разі переробки мідноелектролітичних шламів телур на останній стадії осаджують дією металеві міді:



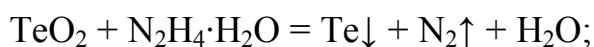
А у разі переробки шламів сірчаноокислотного виробництва телур на кінцевій стадії виділяють із розчину дією сухого Na_2SO_3 :



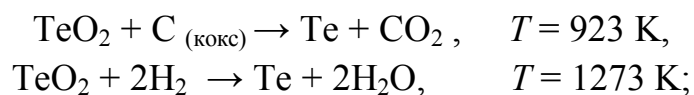
Для одержання телуру високої чистоти використовують його леткі сполуки, зокрема TeCl_4 , який очищують дистиляцією або ректифікацією та екстракцією з розчину хлоридної кислоти. Після гідролізу тетрахлориду утворений TeO_2 відновлюють воднем. На завершальних стадіях очищення застосовують вакуумну сублімацію, дистиляцію чи ректифікацію телуру, а також зонне плавлення або направлену кристалізацію.

З лабораторних методів одержання телуру варто назвати такі:

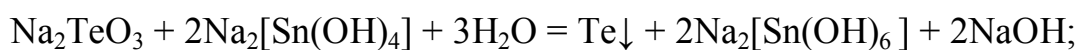
– відновлення телур (IV) оксиду моногідратом гідразину:



– відновлення телур (IV) оксиду коксом або воднем в умовах нагрівання:



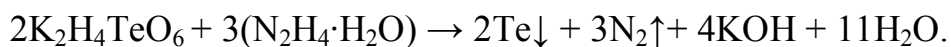
– відновлення натрій телуриту натрій гідроксостанітом (II) у концентрованому розчині натрій гідроксиду:



– відновленням натрій телуриту в процесі електролізу:



– відновлення калій тетрагідрогенортотелурату моногідратом гідрозину:



1.4.3 Фізичні властивості телуру

Телур становить сріблясто-білу речовину з металевим блиском, у тонкому шарі на просвіт – червоно-брунатного кольору, а в газуватому стані – золотисто-жовтого. Має температуру плавлення 723 К і температуру кипіння 1263 К, густина 6,0–6,25 г/см³. Кристалізується в гексагональній решітці при 298 К. Дуже крихкий, легко розтирається в порошок, а при нагріванні стає пластичним. Його електропровідність незначна, але при дії променів світла збільшується, тобто телур є напівпровідником. У разі відновлення розчинів телуритної кислоти телур виділяється у вигляді аморфного осаду з густиною 5,9 г/см³. За високих температур молекула газуватого телуру складається з двох атомів, а за зниження температури спостерігається рівновага:

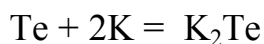
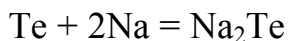


1.4.4 Хімічні властивості телуру

Телур навіть у дуже подрібненому стані є стійким на повітрі, не реагує з водою, гідроген хлоридом, сіркою, азотом, гідроґеном, киснем, галогенами, металами.

1.4.4.1 Взаємодія з металами

Сполуки телуру з металами називаються *телуридами*. Телуриди лужних металів одержують за температури 233 К у зрідженому амоніаку:

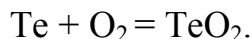


З *p*-металами, наприклад з алюмінієм, телур взаємодіє внаслідок сплавлення за температури 273 К в атмосфері аргону:

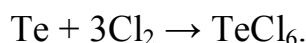
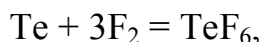


1.4.4.2 Взаємодія з неметалами

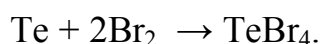
У разі нагрівання на повітрі за температури понад 723 К телур згоряє блакитним полум'ям із зеленим ореолом з утворенням телур (IV) оксиду:



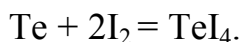
З галогенами фтором і хлором реагує за слабого нагрівання (до температури 373 К) з утворенням гексагалогенідів:



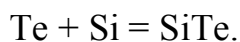
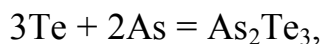
З бромом реакція відбувається досить повільно й лише за температури 273 К з утворенням телур тетраброміду:



Тетрагалогенід утворюється внаслідок взаємодії телуру з йодом, але лише за кімнатної температури:



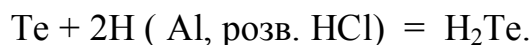
Телур сплавляється з сіркою, фосфором, миш'яком і кремнієм, проте у перших двох випадках сполук не утворює:



Після нагрівання SiTe у вакуумі він розкладається на твердий кремній Si і газуватий телур Te₂.

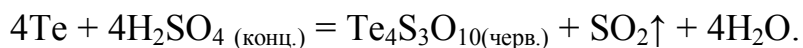
У разі сплавлення з селеном утворюються тверді розчини; з бором і вуглецем телур безпосередньо не взаємодіє.

Дигідроген телурид H₂Te утворюється внаслідок взаємодії телуру з атомарним Гідроеном, який виділяється в процесі реакції хлоридної кислоти з алюмінієм за температури 273 К:

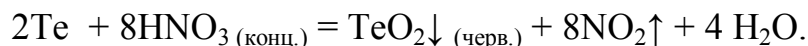


1.4.4.3 Взаємодія телуру з розчинами кислот

Телур взаємодіє лише з кислотами-окисниками, причому у випадку з H₂SO₄ (конц.) він окиснюється до ступеня окиснення (+2):



У разі дії киплячої HNO_3 (конц.) телур окиснюється до ступеня окиснення (+4):



Нарешті, хлоратна кислота окиснює телур до ступеня окиснення (+6):

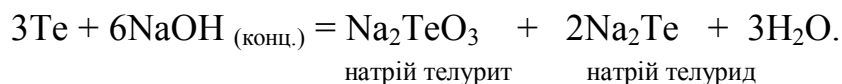


До ортотелуратної кислоти телур окиснюється концентрованим Гідроген пероксидом H_2O_2 , який теж належить до слабких двоосновних кислот. У такому разі реакцію проводять у присутності стабілізатора H_2O_2 – сульфатної (VI) кислоти при кип'ятінні:

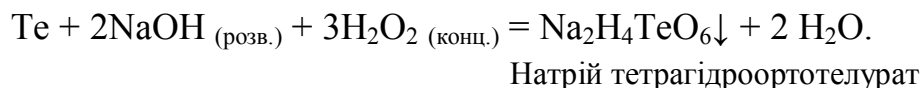


1.4.4.4 Взаємодія телуру з лугами

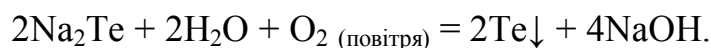
Телур взаємодіє з концентрованими киплячими розчинами лугів з утворенням солей двох кислот, тобто внаслідок реакції диспропорціонування:



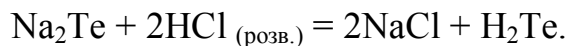
Телур спроможний взаємодіяти також з розведеними розчинами лугів, але вже в присутності окисників:



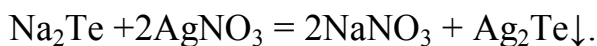
У телуридах s -елементів хімічний зв'язок – іонно-ковалентний, до того ж ковалентний складник хімічного зв'язку зростає при переході від Li до Cs і від Be до Ba. Лужні метали утворюють телуриди типу Me_2Te_n , де $n = 1 \div 4$. Телуриди складу Me_2Te_n – солі телуридної кислоти, безбарвні, кристалізуються у решітці типу антифлюориту CaF_2 . Гігроскопічні, у разі контакту з повітрям розкладаються з виділенням Te:



Розчиняються у воді, причому розчини стійкі лише в разі відсутності кисню. Взаємодіють із сильними кислотами на холоді:



із солями:



Політелуриди Me_2Te_n – сіро-чорні кристали з металевим блиском; розкладаються в присутності кисню та вологи.

Лужно-земельні метали утворюють із телуrom сполуки складу MeTe . Це безбарвні кристали з кубічною решіткою типу NaCl зі структурою типу вюрцити. На повітрі забарвлюються у червонуватий колір, водою та кислотами розкладаються з виділенням телуру:



Телуриди p -елементів III-A групи різноманітніші за складом і характеризуються переважно ковалентним хімічним зв'язком. Для них відомі сполуки складу MeTe , Me_2Te_3 , Tl_2Te . У ряду $\text{Cr} - \text{Tl}$ стійкість сполук MeTe і Me_2Te_3 знижується. Al_2Te_3 у вологому повітрі швидко гідролізує з виділенням H_2Te , тоді як телуриди германію, індію й талію на повітрі досить стійкі. Телуриди германію, стануму, плюмбуму складу MeTe кристалізуються в структури типу NaCl .

Стибій і бісмут утворюють телуриди складу Me_2Te_3 і MeTe , які у вакуумі при нагріванні розкладаються з утворенням молекул Te_2 .

Найменша кількість телуридів властива перехідним металам із порівняно стійкими $d^5 - d^{10}$ – конфігураціями атомних оболонок. Наприклад, Cr , Mn і Re утворюють не більше двох телуридів, а Ag , Au , Zn , Cd , Hg – по одному (Ag_2Te , AuTe_2 , CdTe тощо).

Телуриди d - і f -елементів є тугоплавкими сполуками, температури плавлення яких можуть досягати 1 573–2 273 К. У вологому повітрі телуриди d - і f -елементів розкладаються, у воді та кислотах-неокисниках не розчиняються, але в разі нагрівання розчиняються в кислотах-окисниках. При нагріванні в атмосфері кисню окиснюються з утворенням відповідних оксидів металів і TeO_2 . При нагріванні ж у вакуумі телуриди d - і f -елементів розкладаються на відповідний метал і телур.

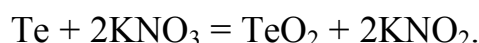
Телуриди металів I, II, IV, V та VIII груп періодичної системи елементів у природі зустрічаються у вигляді мінералів: геситу Ag_2Te , колорадоїту HgTe , сільвініту AgAuTe_4 , алтаїту PbTe , телуробісмутиту Bi_3Te_2 та інших.

Більшість телуридів – напівпровідники, тому їх використовують як термоелектричні перетворювачі у нагрівальних й охолоджувальних пристроях (телуриди Cu , Ag , Pb , Sn , Ge , Sb , Bi). На основі Ga_2Te_3 й In_2Te_3 створено нові класи акумуляторів сонячної та електричної енергії. В акустиці телуриди Zn , Cd , Hg , Pb використовують як лазерні матеріали та матеріали для фотоприймачів, а в акустoeлектроніці – для створення підси-

лювачів. Висока чутливість телуридів до рентгенівського, інфрачервоного й радіоактивного випромінювання зумовлює їх застосування як детекторів для вимірювання напруженості магнітних полів. Телуриди можна використовувати для реєстрації та зберігання оптичної інформації в голографії.

1.4.4.5 Взаємодія телура з солями-окисниками

За температури 673 К–703 К, тобто температури термічного розкладання калій нітрату, він взаємодіє з телуром з утворенням телур діоксиду:

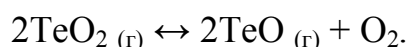


1.4.4.6 Властивості бінарних сполук телуру

Сполуки з киснем. Відомі такі оксиди телуру:

TeO	α -TeO ₂	β -TeO ₂	Te ₄ O ₃	Te ₂ O ₅	α -TeO ₃	β -TeO ₃
газ	безбарвний	безбарвний	сірий	сірий	яскраво-жовтий	сірий

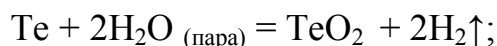
Оксид телуру TeO існує у газовій фазі. Утворюється шляхом нагрівання TeO₂ за температур понад 1 273 К:



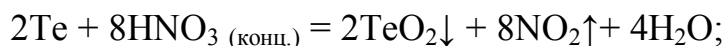
Температура переходу α -TeO₂ у β -TeO₂ становить 758 К. Напівпровідник *p*-типу; характеризується високими значеннями показника заломлення, п'єзоелектричними властивостями, має оптично-акустичні якості.

α -TeO₂ – відомий як мінерал телурит. У разі нагрівання вище температури плавлення (1 006 К) стає жовтим, слаболеткий. Його одержують унаслідок таких реакцій:

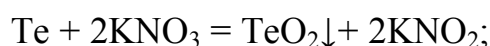
– взаємодії телуру з водяною парою (373–433 К):



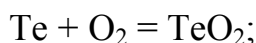
– окиснення телуру киплячою концентрованою нітратною (V) кислотою:



– окиснення телуру калій нітратом за умови спікання (673–703 К):



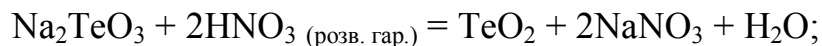
– окиснення телуру киснем за температури понад 723 К:



– розкладання телуритної кислоти за температури вищій ніж 313 К:



– обробка натрій телуриту розведеною нітратною (V) кислотою:

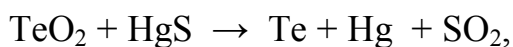
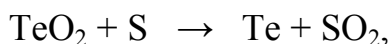
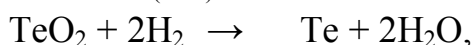
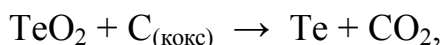
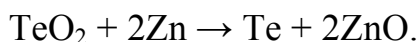
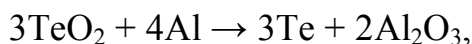
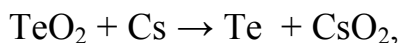


– нагрівання ортотелуратної кислоти за температури 673–873 К:

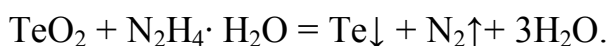


Хімічні властивості телур (IV) оксиду.

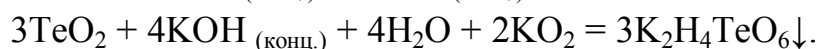
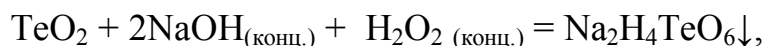
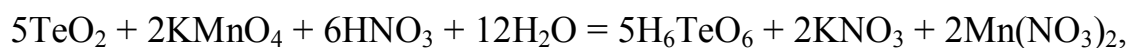
Окисні властивості телур (IV) оксиду. TeO_2 є сильним окисником. Ця його властивість виявляється в разі взаємодії з Cs, Zn, Al, C, S, H_2 , ZnS, HgS, PbS при нагріванні:



За кімнатної температури телур (IV) оксид окиснює лише гідрат гідразину:

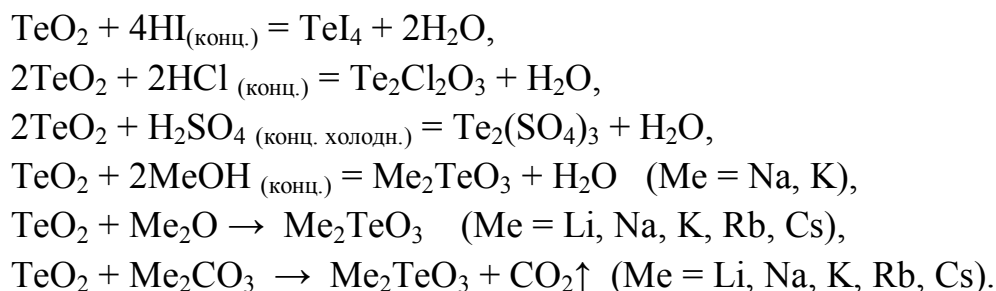


Відновні властивості телур (IV) оксиду. TeO_2 виявляє слабкі відновні властивості, тому спроможний взаємодіяти лише із сильними окисниками. Окисно-відновні реакції за участі TeO_2 у таких випадках перебігають як у кислому, так і в лужному середовищах. В обох випадках телур окиснюється зі ступеня окиснення (+4) до (+6). У разі перебігу реакцій у лужному середовищі утворюються не середні солі ортотелуратної кислоти, а лише тетрагідрогенортотелурати:



Кисотно-основні властивості телур (IV) оксиду. TeO_2 не взаємодіє з водою. Він виявляє амфотерні властивості: реагує з концентрованими ки-

слотами та лугами; а при нагріванні (спіканні) – з оксидами та карбонатами лужних металів:



Оксид телуру (VI). TeO_3 відомий у двох формах – аморфній, або α -формі, – речовина яскраво-жовтого кольору, і кристалічній, або β -формі, – речовина сірого кольору. Кристалічна форма більш хімічно пасивна. TeO_3 не має певної температури плавлення та кипіння, бо внаслідок нагрівання вище 673 К розкладається до TeO_2 з утворенням оксидів проміжного складу Te_2O_5 і Te_4O_3 . Парамагнітний β - TeO_3 розкладається за значно вищих температур:

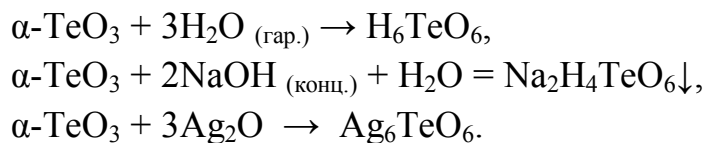


де β - TeO_3 – діамагнітний.

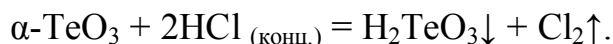
Телур (VI) оксид одержують шляхом термічного розкладання H_6TeO_6 за температури 493 К–593 К у присутності концентрованої H_2SO_4 :



Хімічні властивості телуру (VI) оксиду. Кислотні властивості виражені слабо. Це виявляється у спроможності аморфної форми реагувати з гарячою водою, концентрованими лугами та основними оксидами:

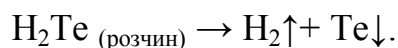


Слабкі окисні властивості телуру (VI) оксид виявляє в разі взаємодії з концентрованою хлоридною кислотою в умовах кип'ятіння:

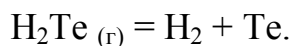


Сполуки з воднем. З воднем телур утворює дигідроген телур H_2Te – безбарвний газ із неприємним запахом: у рідкому стані зелено-жовтий, у кристалічному – лимонно-жовтий; температура кипіння 271 К; температура плавлення 222 К; густина 5,81 г/дм³ (н. у.).

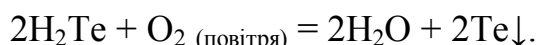
У разі розчинення у воді (насичений розчин – 0,1 моль/дм³) поступово розкладається:



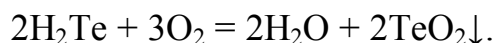
Швидко розкладається у сухому повітрі за температури, трохи вищої від 293 К:



У вологому повітрі за кімнатної температури окиснюється до телуру:



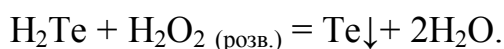
Унаслідок нагрівання на повітрі згорає:



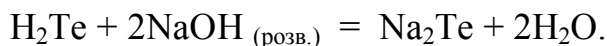
З концентрованими кислотами-окисниками реагує в такий спосіб:



З гідроген пероксидом також виявляє відновні властивості:

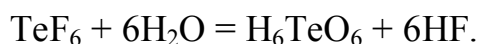


У разі взаємодії з лугами виявляє кислотний характер:

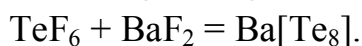
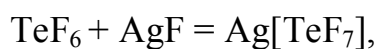


Сполуки з галогенами

Телур гексафторид TeF_6 – безбарвна газувата речовина з температурою плавлення 235,2 К; температурою сублімації 234,4 К, густиною 10,7 г/см³. Стійкий у сухому повітрі, не діє на скло, розчиняється у воді, де поступово гідролізує з утворенням кінцевого продукту ортотелурової кислоти:

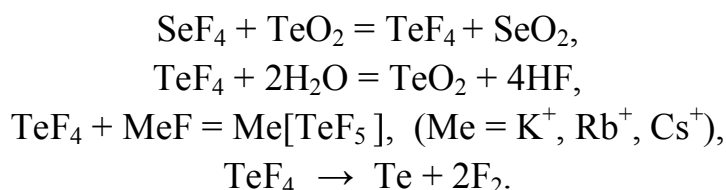


Взаємодіє з телуридами деяких металів з утворенням комплексних сполук:

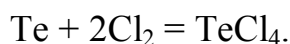


Телур тетрафторид TeF_4 – кристалічна речовина з температурою плавлення 402,6 К, кипить за температури 467 К з розкладанням. Дуже гіг-

роскопічний, легко гідролізує, із фторидами лужних металів утворює комплексні сполуки – пентафтортелурати. Одержують унаслідок реакції:

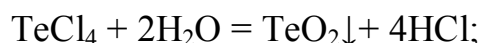


Телур тетрахлорид TeCl_4 – біла кристалічна речовина з температурою плавлення 497 К, температурою кипіння 654,8 К і густиною 3,26 г/см³; у розплавленому стані жовтий, а в газуватому – помаранчево-червоний. Термічно стійкий. Одержують безпосередньо взаємодією простих речовин за температури 373 К:

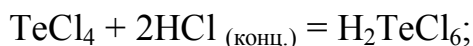


Серед його характерних хімічних властивостей варто відзначити такі:

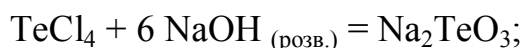
– значна гігроскопічність, яка зумовлює легкий гідроліз:



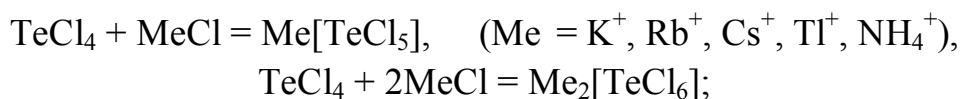
– добре розчиняється в концентрованій хлоридній кислоті з утворенням хлоротелурової кислоти:



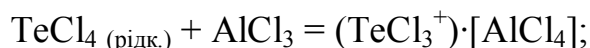
– розчинами розведених лугів переводиться в солі телуритної кислоти:



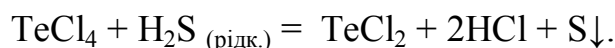
– з хлоридами лужних металів, а також талію й амонію утворює пента- та гексахлортелурати:



– з хлоридами Al, Fe (III), Zr та інших елементів утворює комплексні сполуки з катіонами $(\text{TeCl}_3)^+$:



– за температури 196 К відновлюється зрідженим дигідроген сульфідом:

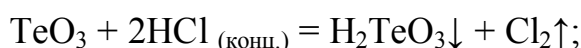


1.4.4.7 Властивості оксигеновмісних кислот та їхніх солей

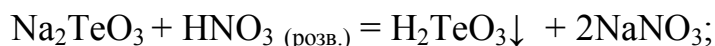
Телуритна (телуриста) кислота H_2TeO_3 . Загальна характеристика – біла, нерозчинна у воді речовина з густиною $3,05 \text{ г/см}^3$. З розчину випадає у вигляді гідрату $\text{TeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, який унаслідок старіння перетворюється в моногідрат телуритної кислоти складу $\text{H}_2\text{TeO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Одержання телуритної кислоти можливе шляхом таких хімічних перетворень:

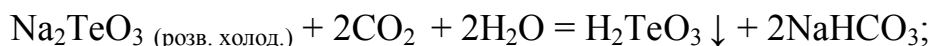
– окиснення концентрованої хлоридної кислоти телур (VI) оксидом унаслідок кип'ятіння:



– дії розведеної нітратної (V) кислоти на натрій телурит за температури 273 K :



– дії карбонатної кислоти на розведений холодний розчин натрій телуриту:

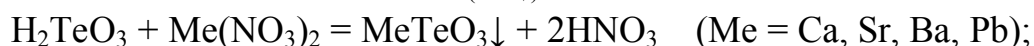
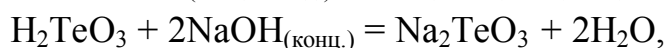
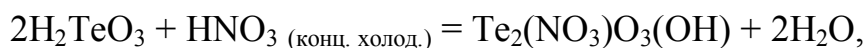


– відновлення натрій ортотелурату концентрованою хлоридною кислотою:

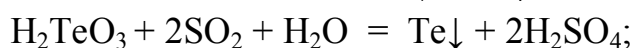
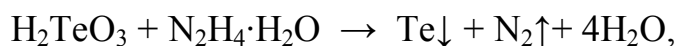


Хімічні властивості телуритної кислоти. Реагує з концентрованими розчинами кислот, лугів і солей, є сильним окисником і слабким відновником:

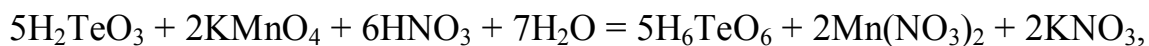
– взаємодіє з розчинами кислот, лугів і солей, до того ж ступені окиснення елементів не змінюються:



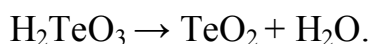
– взаємодіє з відновниками, виявляючи при цьому окисні властивості:



- взаємодіє з окисниками, виявляючи відновні властивості:



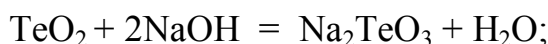
- у разі нагрівання, навіть за досить невеликої температури 313 К, телуриста кислота розкладається:



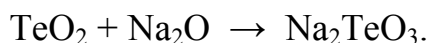
Натрій телурит Na_2TeO_3 . Найуживанішим серед солей телуритної кислоти є натрій телурит Na_2TeO_3 – це сполука білого кольору, стійка на повітрі й навіть після нагрівання в інертній атмосфері. Добре розчиняється у воді з відповідним гідролізом за аніоном. Кристалогідратів не утворює. Як сіль слабкої кислоти розкладається сильнішими кислотами, навіть карбонатною. Через те що в складі Na_2TeO_3 телур перебуває у проміжному ступені окиснення, натрій телурит в окисно-відновних реакціях виявляє окисно-відновну двоїстість властивостей.

Одержання натрій телуриту здійснюють унаслідок таких хімічних реакцій:

- дії концентрованого розчину NaOH на телур (IV) оксид:

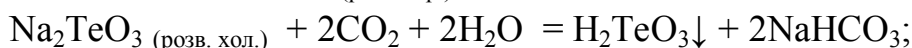
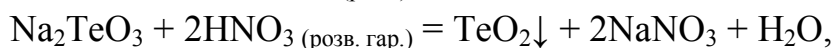
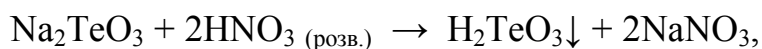


- спікання натрій оксиду з TeO_2 :

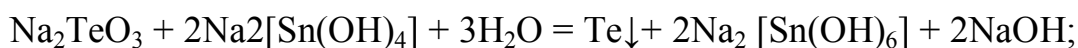


Хімічні властивості Na_2TeO_3 :

- розкладається кислотами:



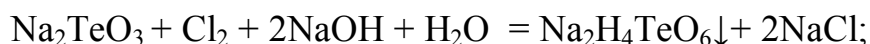
- відновлюється сполуками стануму (II) у концентрованому розчині NaOH :



- окиснюється киснем за температури 723 К:



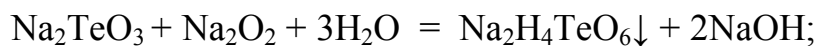
- окиснюється хлором у лужному середовищі:



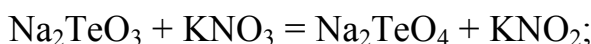
– окиснюється натрій пероксидом за температури 973 К:



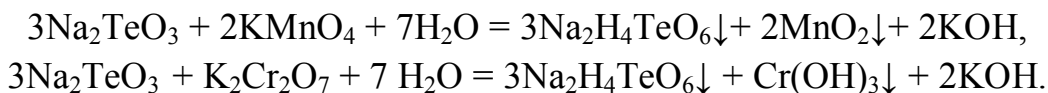
– окиснюється гарячим розчином натрій пероксиду в гарячому розчині натрій гідроксиду:



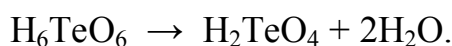
– окиснюється солями лужних металів сильних кислот-окисників у разі спікання за температури 673 К:



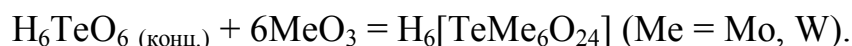
– окиснюється в нейтральних розчинах сильних окисників:



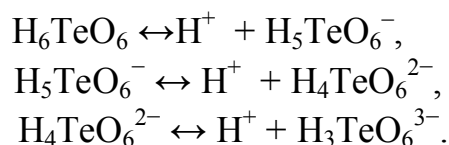
Ортотелуратна (ортотелурова) кислота H_6TeO_6 . Це – біла речовина з густиною $3,07 \text{ г/см}^3$, яка плавиться лише під надлишковим тиском за температури 409 К, вище якої розкладається:



Добре розчиняється у воді (слабка кислота). За умови кип'ятіння з такими металами, як молібден і вольфрам, утворює гетерополікислоти:

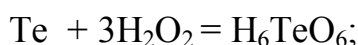


Не розчиняється у концентрованій нітратній кислоті. Лише частково нейтралізується лугами. Виявляє тільки окисні властивості. У водних розчинах дисоціює ступінчасто:

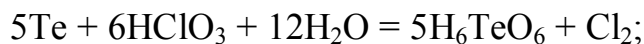


Способи одержання H_6TeO_6 :

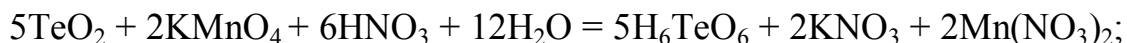
– окиснення телуру концентрованим розчином дигідроген пероксиду в киплячому розведеному розчині сульфатної кислоти:



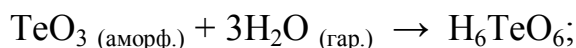
– окиснення телуру розчином хлоратної кислоти:



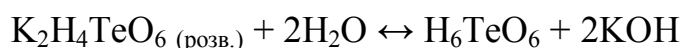
– окиснення телур (IV) оксиду розчином калій перманганату в присутності нітратної кислоти:



– довготривале розчинення аморфного телур (VI) оксиду в гарячій воді:



– ступінчастий гідроліз калій тетрагідрогенортотелурату, сумарне рівняння якого можна подати в такому вигляді:



Хімічні властивості ортотелуратної кислоти:

– розкладається без зміни ступеня окиснення елементів за температури 443 К–593 К:



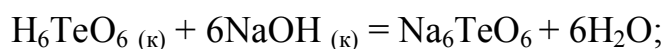
– розкладається з виділенням молекулярного кисню та відновленням телуру до ступеня окиснення (+4):



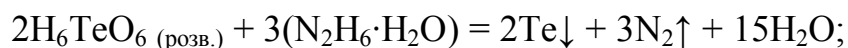
– нейтралізується лугами лише частково навіть за температури кипіння:



– повної нейтралізації ортотелуратної кислоти досягають шляхом спікання твердої кислоти з твердим лугом за температури 563 К–573 К:

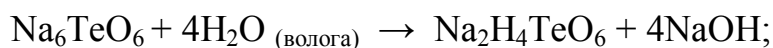


– відновлюється сильними відновниками за слабого нагрівання:



Натрій ортотелурат Na_6TeO_6 . Біла, термічно стійка сполука, яка:

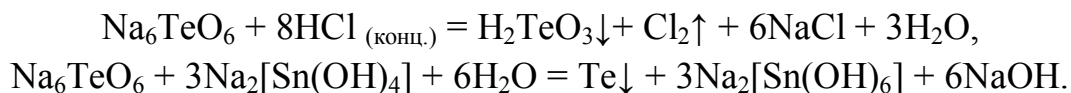
– поступово розкладається у вологому повітрі:



– добре розчиняється у воді, до того ж розчинення супроводжується зміною складу аніона, аналогічно попередньому процесу, шляхом гідролізу:

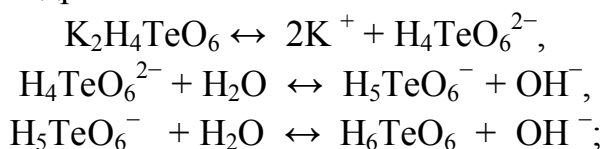


– відновлюється сильними відновниками, зокрема концентрованою хлоридною кислотою та натрій тетрагідроксостанатом (II), за кімнатної температури:



Калій тетрагідрогенортотелурат $\text{K}_2\text{H}_4\text{TeO}_6$. Біла, стійка на повітрі сполука, яка:

– помірно розчиняється у воді, до того ж розчинення супроводжується ступінчастим гідролізом за аніоном:



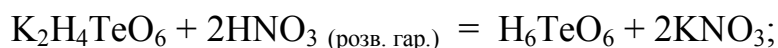
– унаслідок нагрівання до температури 573 К розкладається без зміни ступенів окиснення елементів:



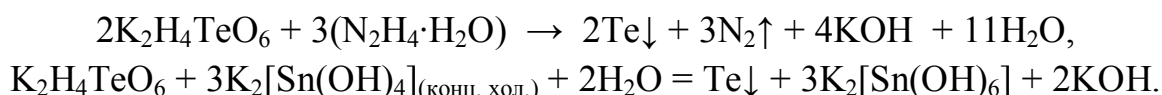
– у разі сильнішого прожарювання (773 К–873 К) розкладається з утворенням калій телуриту, кисню та води:



– розкладається в розведеному гарячому розчині сильними кислотами:



– відновлюється до вільного телуру моногідратом гідразину за температури 333–363 К і калій тетрагідроксостанатом (II) на холоді:



1.5 Полоній

1.5.1 Основні фізико-хімічні властивості полонію як простої речовини

Полоній (від лат. Polonia – Польща, батьківщина М. Склодовської-Кюрі; лат. Polonium) – Po, радіоактивний хімічний елемент VI групи періодичної системи, атомна маса 208,982 4. Стабільних ізотопів не має. Відомо 27 ізотопів з масовими числами 192–218. Найбільш довгоживучими є ^{209}Po ($\tau_{1/2} = 102$ роки), ^{208}Po ($\tau_{1/2} = 2,9$ роки) і ^{210}Po ($\tau_{1/2} = 138,3$ доби) – α -випромінювачі. Ізотопи із масовим числом 210–218 належать до природних радіоактивних ізотопів. Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня атома Po – $[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^4$; ступені окиснення –2, +2, +4 (найстійкіша); електронегативність за Полінгом 1,76; атомний радіус 0,153 нм. Масова частка в земній корі становить $2 \cdot 10^{-14} \%$. Стандартна ентропія $S_{298}^0 = 62,8$ Дж/(моль·К); стандартний електродний потенціал E^0 процесу $\text{Po} + 2e^- = \text{Po}^{2-}$ становить +1,4 В, а процесу $\text{Po}^{2+} + 2e^- = \text{Po}^0$ $E^0 = 0,651$ В. Полоній, на відміну від інших елементів VI-A групи періодичної системи, має металічну електропровідність.

1.5.2 Способи одержання полонію

Полоній одержують шляхом бомбардування бісмуту нейтронами на циклотроні:



Від бісмуту полоній відділяють сублімацією, екстракцією, йонним обміном, електроосадженням.

Металічний полоній здобувають завдяки розкладанню у вакуумі PoS або $\text{PoO}_{2\pm x}$ за температури 773 К.

Полоній отримують також шляхом електрохімічного відновлення розчинів, які містять сполуку полонію, виділену внаслідок переробки уранових руд.

1.5.3 Фізичні властивості полонію

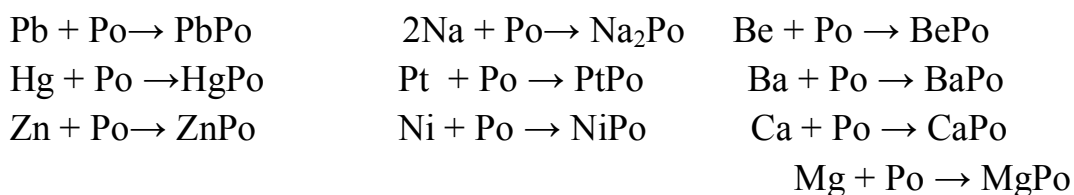
Полоній – м'який сріблясто-білий метал. Відомі дві його кристалічні модифікації: низькотемпературна α -форма з кубічною решіткою, $a = 0,3359$ нм; β -форма, стійка за температури понад 309 К, решітка ромбоєдрична, $a = 0,3366$ нм; температура плавлення 527 К, температура кипіння 1 222 К, густина $9,136$ г/см³.

1.5.4 Хімічні властивості полонію як простої речовини

Полоній не реагує з водою, гідратом амоніаку, азотом. Не утворює катіонів у розчині.

1.5.4.1 Взаємодія з металами

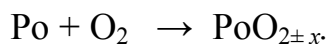
Сполуки полонію з металами називаються *полонідами*. Їх одержують унаслідок взаємодії відповідних металів із газуватим полонієм за температури 673–1 273 К:



Температури розкладання більшості наведених полонідів коливаються в інтервалі 723–873 К.

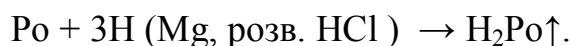
1.5.4.2 Взаємодія з неметалами

На повітрі окиснюється. Цей процес прискорюється в разі нагрівання до 523 К. Продукт, який утворюється, має нестехіометричний склад:

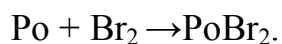
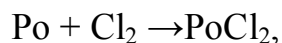


З метою спрощення його склад часто подають як PoO_2 .

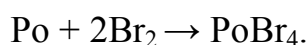
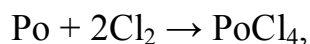
Сполуку з воднем – полонід дигідрогену PoH_2 одержують унаслідок дії на магній, що містить домішки полонію, атомним Гідроґеном, який утворюється в процесі взаємодії магнію з хлоридною кислотою:



З галогенами, а саме: з хлором і бромом, полоній за 423–473 К утворює диґалогеніди:

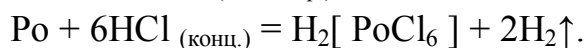
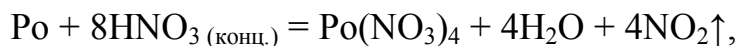


За більш високих температур (573–623 К) – тетраґалогеніди:

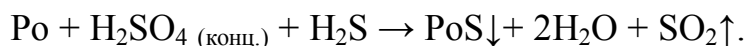


1.5.4.3 Взаємодія з розчинами кислот

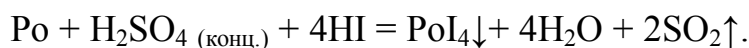
Полоній взаємодіє з концентрованими розчинами як кислот-окисників (HNO_3 , H_2SO_4), так і кислот-неокисників. У всіх подібних випадках утворюються солі полонію (IV):



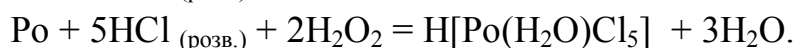
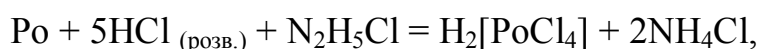
У разі дії на полоній кислот-окисників у присутності відновників одержують солі полонію (II):



Винятком є окиснення полонію концентрованою сульфатною кислотою в присутності гідроген йодиду, оскільки в такій реакції останній відіграє роль солеутворювача внаслідок нерозчинності PoI_4 :



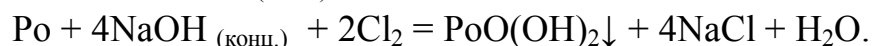
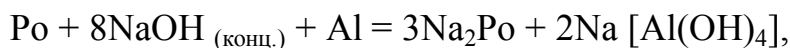
Полоній спроможний розчинятися й у розведених розчинах кислот-неокисників, але в присутності хоча б слабких окисників:



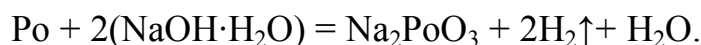
У такому разі дуже слабкі окисники ($\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$) окиснюють полоній до Po (II), а сильніші до Po (IV).

1.5.4.4 Взаємодія з лугами

З концентрованими розчинами лугів полоній взаємодіє або в присутності відновників з утворенням сполук зі ступенем окиснення (-2), або в присутності окисників з утворенням сполук, але вже зі ступенем окиснення (+4):



В іншому разі полоній взаємодіє лише з твердими лугами за температури 723 К тільки шляхом спікання:



1.5.4.5 Властивості бінарних сполук полонію

Полоній діоксид PoO_2 існує у двох кристалічних модифікаціях: за температури нижчої від 327 К, – у жовтій формі, за більш високої температури – у чорвоній формі. Розкладається за температури 773 К у вакуумі, відновлюється до металу воднем або азидогідрогеном HN_3 за температури 573 К. Одержують нагріванням Po в атмосфері кисню за температури 573 К, дегідратацією гідроксиду полонію за таких самих температурних умов та нагріванням сульфатів або селенатів полонію за температури понад 823 К.

Відомий монооксид PoO – тверда речовина чорного кольору, утворюється внаслідок довільного розкладання PoSO_3 або PoSeO_3 .

Дихлорид полонію PoCl_2 – темні рубіново-червоні кристали з ромбічною ґраткою. Одержують шляхом термічного розкладання відповідних галогенідів Po (IV) за 473 К у вакуумі або їх відновленням воднем за 473 К, а також відновленням SO_2 і H_2S за температури 298 К.

Дибромід полонію PoBr_2 – пурпурно-коричневі кристали.

Тетрахлорид полонію PoCl_4 – яскраво-жовті кристали з моноклінною решіткою, температура плавлення 573 К, температура кипіння 663 К.

Тетрабромід полонію PoBr_4 – яскраво-червоні кристали, температура плавлення 603 К.

Тетрайодид полонію PoI_4 – летка речовина чорного кольору.

Тетрагалогеніди полонію розчиняються в етанолі, ацетоні. Синтезують тетрагалогеніди шляхом взаємодії металевого полонію відповідно із сухим Cl_2 за температури 573 К, з паруватим Br_2 за температури 623 К, а також завдяки дії сухого I_2 на PoO_2 за температури 473 К. Упарюванням розчинів PoCl_4 із відповідним моногалогенідом металу або нагріванням PoCl_4 з галогенідами алюмінію одержують гексахлорполонати $\text{Cs}_2[\text{PoCl}_6]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{PoCl}_6]$ – кристали з кубічними решітками.

Застосування. ^{210}Po – джерело енергії в атомних батареях (1 см^3 ^{210}Po виділяє 1 210 Вт теплової енергії), які використовують у космічних апаратах, а також у переносних пристроях; у суміші з полонієм застосовують для виготовлення ампульних джерел нейтронів.

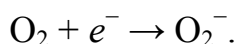
Полоній є високотоксичним: граничнодопустимі концентрації (далі –ГДК) у відкритих водоймищах і повітрі робочих приміщень становлять відповідно $1,11 \cdot 10^{-3}$ і $7,4 \cdot 10^{-3}$ Бк/дм³.

Уперше полоній був виділений з уранової смолярної руди П. Кюрі та М. Склодовською-Кюрі в 1898 р.

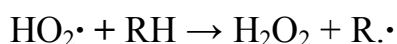
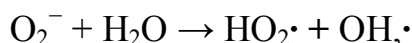
2 БІОГЕННІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VI-A ГРУПИ

2.1 Кисень

Загальний вміст кисню в організмі людини становить приблизно 62,5 %. Організм дорослої людини у стані спокою споживає близько 1,76 дм³ кисню за 1 хв, що в перерахунку на повітря дорівнює 8,4 дм³. Кисень має виключно велике біологічне значення, бо, по-перше, кисень входить до складу всіх життєво важливих органічних сполук – білків, жирів, вуглеводів; по-друге, він є хімічним елементом, від якого залежать численні хімічні та біохімічні процеси, що перебігають в організмі, бере участь у всіх видах обміну речовин. Кисень необхідний для одного з найважливіших життєвих процесів – дихання. Усі реакції окиснення-відновлення відбуваються за наявності кисню. Кисень із масовою часткою 21,5–23,5 % входить до складу білків, а також вітамінів, гормонів, ферментів та інших біологічно важливих речовин. Фагоцитарні (захисні) функції організму також пов'язані з наявністю кисню, оскільки зменшення вмісту кисню в організмі знижує його захисні властивості. У фагоцитах – клітинах, що захоплюють сторонні тіла, наприклад *RH*, кисень відновлюється до O_2^- :



Утворений O_2^- знищує потім тіла, захоплені фагоцитами:



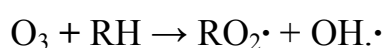
Завдяки сумісному застосуванню кисню з карбонатною кислотою (карбоген) збуджується дихальний судиноруховий центр. Уведений у шлунок кисень негативно впливає на деякі гельмінти (аскариди, волосоголовець тощо). Кисень бере участь у процесах розкладання загинув тварин і рослин. Завдяки цьому складні органічні сполуки перетворюються у простіші речовини, які знову надходять у загальний кругообіг речовин у природі.

Кисень – це елемент, що забезпечує життя на Землі. В атмосфері міститься близько 20,8 % кисню. Решта компонентів повітря – це переважаючий азот N_2 (78,08 %), а також Ar (0,93 %), CO_2 (0,02–0,04 %), Ne ($1,92 \cdot 10^{-3}$ %), He ($5,24 \cdot 10^{-4}$ %), Kr ($1,14 \cdot 10^{-4}$ %), H_2 ($5,0 \cdot 10^{-5}$ %), He ($8,7 \cdot 10^{-6}$ %). Варто відзначити, що вміст кисню в атмосфері зберігається досить постійним, не зважаючи на всі процеси дихання й горіння, що пе-

ребігають на Землі. Головним чинником, що підтримує постійність вмісту кисню в атмосфері Землі, є фотосинтез, до того ж головний внесок у цей процес роблять не наземні зелені рослини, а планктон і водорості світового океану, на частку яких припадає близько 80 % кисню, що виділяється. Отже, увесь вільний кисень атмосфери має біологічне походження. Взагалі, життя на Землі можливе лише в досить вузькому інтервалі вмісту кисню в атмосфері: від 13 % до 30 %. При вмісті кисню менше 13 % аеробні істоти (тобто ті, що використовують у своїй життєдіяльності кисень) гинуть, а при вищому, ніж 30 %, вмісті кисню процеси окиснення й горіння йдуть настільки швидко, що може спалахнути навіть мокра ганчірка, а перший же удар блискавки спалив би все на Землі.

У зв'язку з широким біологічним спектром дії кисень і його сполуки успішно використовують при лікуванні багатьох серцево-судинних, інфекційних захворювань, злоякісних пухлин тощо. Широко застосовуються оксигено- й оксигенобаротерапія. Велику роль відводять снотворній дії кисню, його здатності відновлювати пригнічені дихальні ферменти, а також стимулююче діяти на центральну нервову систему. Крім цього, кисень застосовують при захворюваннях, які супроводжуються кисневою недостатністю – гіпоксією: при захворюванні дихальних шляхів (пневмонія), при отруєнні карбон (II) оксидом, синильною кислотою. Радіоактивний оксиген ^{15}O використовують для встановлення вмісту кисню в органах, визначення зміни його концентрації. За допомогою ^{15}O можна вивчати фармакологічну дію судиннорозширювальних лікарських препаратів, уточнювати їхню дозу, реєструвати ознаки «призвичаювання» до них у разі тривалого застосування.

Озон із біологічної точки зору є дуже важливим газом. Він має сильну бактерицидну дію, і тому застосовується для знезараження (озонування) води й дезінфекції повітря. При вдихуванні суміші повітря з озоном (озонотерапія) поліпшується обмін речовин, робота нирок, підсилюються захисні функції організму, поліпшується апетит, сон і загальне самопочуття. Тому озонотерапію застосовують при лікуванні багатьох захворювань серця, нирок, шкіри, а також туберкульозу тощо. Практичне використання озону засноване на його сильній окиснювальній і стерилізувальній дії. Під дією озону гинуть не тільки бактерії, але й грибкові утворення та віруси. Окисні дії озону на органічні сполуки пов'язані з утворенням радикалів:



Це призводить до ушкодження й загибелі клітин. Озонованим повітрям користуються також для дезинфекції приміщень (холодильних складів тощо), усунення неприємних запахів і проведення деяких інших окисних процесів. Можливе також уживання озону внутрішньо у вигляді водного розчину цього газу в питній воді. Але Озон отруйний. Гранично дозволений його вміст у повітрі дорівнює 10^{-5} %. Уже за цієї концентрації добре відчувається його запах. Довготривале перебування в атмосфері з вмістом озону порядком у 1:100 000 спричиняє роздратованість, почуття втоми й головний біль. За більш високих концентрацій до цих симптомів додається нудота, кровотеча з носу й запалення очей. У виробничих умовах озон може утворюватися всюди, де виникають електричні розряди або діє короткохвильове випромінювання. Підвищена концентрація озону виявляється, наприклад, у рентгенівських кабінетах.

Максимальна масова частка озону спостерігається на висоті 22 км і становить усього 10^{-6} % від кисню. У нижніх шарах атмосфери вміст озону зазвичай перебуває у межах 10^{-7} – 10^{-6} %. Озон затримує шкідливе для життя ультрафіолетове випромінювання Сонця й поглинає інфрачервоне випромінювання Землі, перешкоджаючи її охолодженню. Тому озоновий шар відіграє велику роль у забезпеченні життя на Землі.

Для численних живих організмів важливою частиною метаболізму (обміну речовин) є дихальний цикл, який приводить до швидкого утворення багатьох речовин. Так, у повітрі, що видихається, окрім CO_2 , у невеликих кількостях містяться вуглеводні, спирти, аміак, мурашина кислота HCOOH , оцтова кислота CH_3COOH , формальдегід HCHO , інколи ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$. При диханні людини на висоті 10 км над рівнем моря у розрідженому повітрі через брак у ньому кисню в суміші тих газів, що видихаються, різко зростає вміст аміаку, амінів, фенолу, ацетону й навіть з'являється сірководень.

Без кисню неможливі численні й надзвичайно важливі життєві процеси, особливо дихання. Лише небагато рослин і прості тварини можуть обходитися без кисню, вони мають назву *анаеробні*. У живих організмах кисень витрачається на окислення атомів водню й утворення води, унаслідок цієї реакції виділяється значна кількість енергії. Аеробні організми отримують енергію також шляхом окислення живильних речовин у клітинах і тканинах: CO_2 , H_2O , $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.

У процесі нормального дихання молекулярний кисень, що надходить у легені, відновлюється до води: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{H}_2\text{O}$,

до того ж іони H^+ разом з електронами вивільняються при втраті органічним субстратом організму атомів H : $[субстрат (4H)] \rightarrow 4H + субстрат \rightarrow 4H^+ + 4e^- + субстрат$. У разі патології відбувається неповне відновлення: $O_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2O_2$ або $O_2 + e^- = O_2^-$. Радикал O_2^- називається супероксидом-радикалом (далі – $СОР$). Він може бути корисним, коли руйнує нескінченно зростаючі клітини, але може бути і дуже токсичним, коли руйнує клітинні мембрани здорових, необхідних організму клітин. Крім того, шкідлива дія $СОР$ полягає в тому, що він інактивує ферменти, деполімеризує полісахариди, спричиняє одиночні розриви структури ДНК. У проміжному повільному одноелектронному відновленні O_2 до $СОР$ можуть брати участь будь-які речовини організму з відповідним потенціалом. При цьому утворюється H_2O_2 , який у наступній стадії одноелектронного відновлення дає гідроксид-радикал $ОН^\bullet$ із високою реакційною здатністю, що швидко окислює будь-які речовини клітини. Гідрофобна молекула O_2 легко проходить усередину клітини через гідрофобні ліпідні мембрани й починає окислювати органічні речовини до радикалів O_2^\bullet та $ОН^\bullet$. Ці полярні радикали виявляються «замкнутими» у клітині, оскільки не можуть вийти назад через клітинні мембрани. Для погашення їхньої «агресивності» слугують спеціальні ферменти супероксиддисмутаза, каталаза та пероксида. Окрім цього, є низькомолекулярні речовини – антиоксиданти (наприклад, вітаміни А, Е), які неферментативно знешкоджують ці небезпечні частини. $СОР$, наприклад, активно зв'язується також іонами Fe^{3+} . Інколи виділення $СОР$ корисне: наприклад, протипухлинні антибіотики (блеоміцин) утворюють комплекс з іонами металу M -коду, що каталізують швидке відновлення O_2 до $СОР$, який знищує ДНК в пухлині.

Як уже зазначалось, алотропійна модифікація кисню – озон O_3 . В атмосфері озон утворюється за фотохімічною реакцією $O_2 + O \rightarrow O_3$, до того ж атомарний активний кисень утворюється також завдяки реакції $NO + O_2 \rightarrow NO_2 + O^\bullet$. Корисна дія озону в атмосфері, як уже зазначено вище, полягає в тому, що озон не лише поглинає біологічно активну і, отже, небезпечну частину ультрафіолетового випромінювання Сонця, але й бере участь у формуванні теплового режиму поверхні нашої планети. Він затримує те тепло, яке вирушає від Землі в тих спектральних інтервалах («вікна прозорості»), де CO_2 і H_2O поглинають це тепло погано. Озон для людини є дуже токсичним. Його ГДК у повітрі становить $0,5 \text{ мг/м}^3$. Озон змінює структуру легенів, пригнічуючи їхню функціональність, у такий спосіб знижуючи стійкість до респераторних захворювань. Будучи сильним

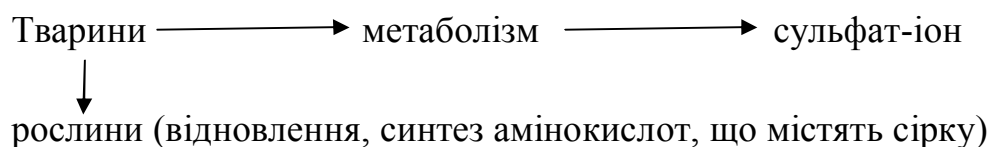
окисником (на другому місці після фтору), озон інтенсивно окислює амінокислоти й ферменти, що містять сірку (цистеїн, метіонін, а також триптофан, гістидин, тирозин).

Отже, молекулярний кисень O_2 нетоксичний для живих організмів, на відміну від інших форм: озону O_3 , збудженої молекули O_2^\bullet , радикала OH^\bullet , атомарного O , радикала HO_2^\bullet , CO^\bullet , CO_2^\bullet .

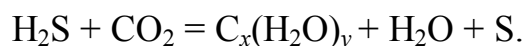
2.2 Сірка

Загальний вміст сірки в організмі людини за масою становить 0,16 %. Добова потреба дорослої людини у сірці близько 4–5 г.

У геосфері сірка присутня у самородному стані, як домішка до вугілля, у вигляді сполук із компонентами природного газу й нафти, у вигляді багаточисленних руд сульфідів і полісульфідів металів, у формі сульфатів (переважно – натрію, кальцію, магнію, рідше – цинку та феруму). У біосфері сірка утворює сполуки, близькі до природних неорганічних полісульфідів: це різні білки з містками S-S, наприклад метіонін, цистеїн, цистин, ліпоєва кислота, глутатіон, тіамін, коензим А, вітамін B_1 , гормони (інсулін); багато сірки міститься в кератині волосся, кістках, нервовій тканині тощо. Фрагмент круговороту сірки в природі можна подати спрощеною схемою:



Як видно зі схеми, тільки рослини здатні синтезувати амінокислоти, що містять сульфур, а тварини – ні. Тварини вимушені поглинати сульфуровмісні білки, запасені в рослинах. Неорганічні сполуки сульфуру не компенсують його потреби під час живлення. Це досягається, наприклад, завдяки уживанню з їжею метіоніну, що міститься в сирі. Цікаво, що деякі мікроорганізми, так звані тіонові бактерії, використовуючи H_2S і CO_2 , «будують своє тіло» з вуглеводів $C_x(H_2O)_y$ за схемою:



Деякі тіонові бактерії здатні окиснювати сульфіді й полісульфіді, наприклад пірит FeS_2 , не лише до вільної сірки, але й до тіосульфат-іона, до того ж із помітною швидкістю.

Сірка входить до складу сульфгідридних груп -SH білків, а також присутня у вигляді сульфатів і сірководню в шлунково-кишковому тракті. Білкові тканини здатні поглинати надлишок СОР й у такий спосіб перешкоджати подальшому руйнуванню тканин. При цьому групи -SH переходять у групи -S-S-H. Ці групи відіграють велику роль у самозахисті організмів від радіації: вони першими вступають у реакцію з вільними радикалами Н· та ОН· і захищають нуклеїнові кислоти. В організмі групи -SH під дією окиснених ферментів переходять у групи SO_4^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, S_8 .

З цих процесів окиснення сульфгідридних груп найважливішим є утворення ендогенної сульфатної кислоти, яка знешкоджує отруйні речовини фенол, крезол та індол, що виробляються в кишечнику з амінокислот. Сульфатна кислота також зв'язує ксенобіотики (чужорідні білки) шляхом утворення кон'югатів – ефірів сульфатної кислоти. Показово, що в аналізі сечі істотним є вміст сульфатної кислоти, який характеризує процес гниття білків у кишечнику під дією мікробів. У результаті життєдіяльності людини відбувається викид сполук сульфуру в атмосферу, які виявляються найактивнішими забрудниками повітря. Так, SO_2 у великих кількостях утворюється при спалюванні вугілля й нафтопродуктів (близько 8–10 т/рік), у декілька менших – у результаті плавильних операцій на металургійних заводах. Термін існування SO_2 – 4–7 днів, після чого він переходить у сульфатні аерозолі. Сірководень у великих кількостях (3,5–10 т/рік) виділяється з морів та океанів, а також із підземних сірчаних джерел; промислові викиди сірководню набагато менш значущі. Він постійно утворюється на дні великих водоймищ (наприклад, Чорного моря, озера Танганьїка в Африці) при взаємодії розчинених у воді сульфатів з органічними речовинами, наприклад із метаном:



Сірководень, що утворюється, піднімається з дна водоймища лише до глибини 150 м, оскільки там він зустрічається з проникаючим звверху O_2 . Крім того, до глибини 200 м мешкають бактерії, які окиснюють H_2S до S. У разі забруднення поверхні водоймища верхня межа підйому сірководню з дна підвищується, і сірководень загрожує всьому живому, що мешкає на малих глибинах. І SO_2 , і H_2S – високотоксичні речовини. Дія H_2S полягає в тому, що він інгібує фермент цитохромоксидазу, відповідальний за перенесення електронів у дихальному ланцюзі. Сірчистий газ SO_2 взаємодіє з вологою слизистої оболонки глотки й гортані, дратує їх і може викликати набряк тканин. Особливу шкоду приносять «кислотні дощі», які випадають

унаслідок інтенсивних викидів SO_2 промисловими підприємствами. Так саме як органігени й інші неметали сірку відносять до життєво важливих елементів.

Радіоактивний нуклід сульфору ^{35}S практично застосовується у науково-дослідних роботах. Наприклад, ^{35}S «мітять» різні речовини, зокрема й лікарські препарати (вітамін B_1 , пеніцилін, сульфамідні препарати) з подальшим їх уведенням в організм і вивченням їх перетворень і механізму дії.

У медицині застосовується й сама сірка, наприклад, у вигляді «сірки очищеної», яка у кишках відновлюється до дигідроген сульфід. Сірка пригнічує життєдіяльність остриць сприяє їх видаленню з кишок. Сірка чинить протимікробну й протипаразитарну дію. Зовнішньо її застосовують у дерматології.

Сульфур (IV) оксид є дезінфікувальним засобом, який убиває численні мікроорганізми. Ним обкурюють сирі підвали й льохи, винні бочки, бродильні чани з метою знищення пліснявих грибків.

Сульфозін (1 %-ий розчин сірки у персикувому маслі) використовують для лікування шизофренії, прогресуючого паралічу, алкоголізму.

Сірка осаджена у разі прийому внутрішньо з органічними речовинами виявляє протимікробну й протипаразитарну дію.

Натрій тіосульфат у вигляді 30 %-ого розчину використовують для ін'єкцій, як протизапальний, протиалергійний і протипаразитарний засіб, а також при отруєнні важкими металами, синильною кислотою, галогенами, миш'яком, оскільки з ними він утворює нешкідливі або менш отруйні сполуки, які потім виводяться з організму.

2.3 Селен

Оптимальною інтенсивністю надходження селену до організму вважають 20–70 мкг/день. Його масова частка в організмі людини становить 10^{-5} – 10^{-7} %, тому він належить до мікроелементів. Дефіцит селену в організмі розвивається під час надходження цього елемента в кількості 5 мкг/день і менше, а порогом токсичності є збільшення прийому селену до 5 мг/день. Добова потреба організму людини у селені становить 20–100 мкг. Природним джерелом селену для людини є харчові продукти. Високий вміст селену в часнику, свинячому салі, пшеничних висівках і білих грибах. Також багато селену міститься в оливковому маслі, морських водоростях, пивних дріжджах, бобах, маслинах, кокосах, фіста-

шках і кеш'ю. Всмоктування селену відбувається в дистальному відділі тонкого кишечника, де з розчинних сполук селену утворюються сполуки селену з метіоніном і цистеїном. Накопичується селен насамперед у нирках і печінці, кістковому мозку, серцевому м'язі, підшлунковій залозі, легенях, шкірі й волоссі. При парентеральному живленні до організму людини повинно надходити не менше 30 мкг селену на добу. В організмі селен стимулює процеси обміну речовин. Його важливою біохімічною функцією є участь у побудові й функціонуванні глутатіонпероксидази, гліцинередуктази й цитохрому – трьох основних антиоксидантних сполук. Селен бере участь як у першій фазі біохімічної адаптації (окиснення чужорідних речовин з утворенням органічних оксидів і пероксидів), так і в другій (скріплення й виведення активних метаболітів). Він є головним компонентом ферменту пероксидази глутатіону, який захищає організм від шкідливих речовин, що утворюються при розпаді токсинів. Селен – антагоніст ртуті й миш'яку, здатний захистити організм від кадмію, свинцю, талію. Бере участь і в інших формах антиоксидантного захисту. Отже, селен є елементом, що виконує багато захисних функцій в організмі. Він підсилює імунний захист організму, сприяє збільшенню тривалості життя. Значення селену в механізмах підтримки гомеостазу добре ілюструється ефективністю вживання препаратів селену при найрізноманітніших патологічних процесах. Селен надає лікувальний ефект при кардіопатіях різної етіології, при гепатитах, панкреатиті, захворюваннях шкіри, вуха, горла й носа. Загальновідома роль селену в профілактиці й лікуванні злоякісних новоутворень. Токсична доза для людини: 5 мг. Дані щодо летальної дози для людини відсутні.

2.4 Телур і полоній

Телур постійно міститься в організмі людини, але біологічна роль його не з'ясована. Експериментальні дані доводять, що, наприклад, *натрій телурит* є ефективним засобом при лікуванні гострої дистрофії печінки. Він прискорює нормалізацію секреції печінки, синтез жовчних кислот, виведення холестерину. Органічні сполуки телуру ефективні при лікуванні експериментальних токсикозів вагітності, гострого панкреатиту й токсичного гепатиту.

Калій телурит, який міститься у телуровому агарі, широко застосовують у мікробіологічній і бактеріологічній практиці.

Але сам телур є отруйним. Основні симптоми гострого інгаляційного отруєння людини аерозолем і парами телуру: кашель, тремтіння верхніх і нижніх кінцівок, металічний смак у роті, блідість шкірних покривів, млявість, слабкість, сонливість, тахікардія, втрата апетиту, нудота, блювота, запаморочення, темне забарвлення сечі, пригніблення потовиділення, озноб, почуття занепокоєння, запах часнику в повітрі, що видихається, відчуття тиску за грудиною. Часниковий запах у повітрі, що видихається, з'являється в разі потрапляння в організм зовсім незначних кількостей телуру, що не викликають очевидних симптомів отруєння (гранична концентрація телуру – 0,003 мкг/л). Це пояснюється утворенням у печінці малотоксичних діалкілтелуридів, що виділяються всіма секреторними шляхами. Спостерігається виражена вегето-судинна реакція, посилений дермографізм, зміни ЕКГ. У важких випадках – тремор (тремтіння), судоми, болі в області попереку (ниркові), гематурія, підйом температури, явища циститу (часте й хворобливе сечовипорожнення, імперативні позиви), ціаноз, наростання легеневої недостатності, втрата свідомості. Може розвинути коматозний стан і смерть. На розтині – слизова оболонка верхніх дихальних шляхів темно-зелена, слизова шлунково-кишкового тракту – чорна. Внутрішні органи повнокровні, видають виразний часниковий запах. Гістологічно – набряк і дистрофічні зміни в печінці, явища запалення в слизовій оболонці сечовивідних шляхів. Описано два випадки не смертельного отруєння парами телуру. Симптоми включали загальну слабкість, кашель, озноб, амнезію, блідість шкіри й чорно-сіре забарвлення слизової оболонки язика й носоглотки. Температура й частота пульсу підвищені, відзначено помірну лейкопенію, нейтрофілію й лейкоцитоз, дихання мало запах часнику. На ЕКГ – транзиторні дифузні зміни електричної активності міокарду. За незначної інтоксикації температура швидко спадає – протягом 1–2 діб. Стан постраждалих нормалізується, декілька днів зберігається часниковий запах повітря, що видихається, і темне забарвлення сечі. У важких випадках залишкові виявлення можуть спостерігатися протягом декількох місяців (нормалізація ЕКГ тощо).

Дані про вплив полонію на живі організми відсутні.

3 ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ

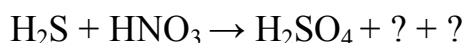
3.1 Варіанти завдань для виконання позааудиторної самостійної роботи

Варіант 1

1. За допомогою методу молекулярних орбіталей (далі – МО) визначити електронну конфігурацію молекули O_2 й енергетичну схему заповнення електронами МО в цій молекулі.

2. Перелічити алотропні модифікації сірки. У який спосіб можна здійснити їх взаємний перехід?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм розчину калій гідроксиду з масовою часткою КОН 30 % буде потрібен для повного розчинення селену масою 39,5 г?

Відповідь: 145,3 см³.

5. Унаслідок озонування 1 дм³ кисню об'єм газу зменшився на 100 см³. Визначити масу 1 дм³ суміші кисню й азону й число молекул кисню в 1 см³ газової суміші.

Відповідь: 1,587 3 г, $2 \cdot 10^{19}$ молекул.

Варіант 2

1. Як відбиваються схожість і відмінності у будові атомів кисню, сірки, селену й телуру на властивостях цих елементів?

2. Скласти рівняння реакцій гідролізу K_2S і K_2Se за ступенями. Яка з цих солей зазнає більш інтенсивного гідролізу?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. У якому об'ємному співвідношенні необхідно змішати розчини селенатної (селенової) кислоти з масовою часткою 16 % ($\rho = 1,127\ 6\ \text{г/см}^3$) і масовою часткою 80 % ($\rho = 2,122\ \text{г/см}^3$), щоб отримати 1,5 дм³ розчину H_2SeO_4 із масовою часткою 60 % ($\rho = 1,168\ 5\ \text{г/см}^3$)? Відповідь: 808,5 см³, 691,5 см³.

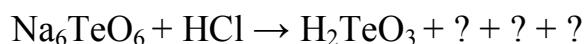
5. Яка маса ортотелурової кислоти утвориться у разі окиснення телуру масою 53,8 г концентрованим розчином гідроген пероксиду при кип'ятінні?

Варіант 3

1. Чому неможливо одержати реакцію обміну у водних розинах між розчинними солями феруму (+3) і калій сульфід? Відповідь підтвердити відповідними рівняннями реакцій.

2. Яка сполука: гідроген сульфід чи гідроген телура – швидше згоряє, якщо вони взяті у рівних об'ємах за однакових умов? Відповідь пояснити та скласти рівняння відповідних реакцій.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Визначити об'ємні частки (%) кисню й озону в суміші, якщо її густина за повітрям дорівнює 1,2?

5. Знайти масову частину (%) вільного сульфур (VI) оксиду в олеумі, якщо на повну нейтралізацію 18,3 г олеуму витратили 21,84 г калій гідроксиду?

Варіант 4

1. У чому полягає принципова відмінність промислових способів одержання кисню від лабораторних?

2. Пояснити, чому дигідроген сульфід у водному розчині неосаджує ферум (II) сульфід, але осаджує плюмбум (II) сульфід. Чи можна перевести в осад ферум (II) сульфід із водного розчину його солі?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Через 400 см³ розчину з молярною концентрацією еквівалента КОН 0.5 моль/дм³ пропустили 2,24 см³ (н. у.) сульфур (IV) оксиду. Яка сіль і якої маси утворилась?

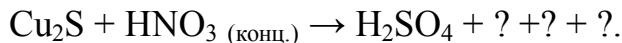
5. Яку масу калій хлорату потрібно розкласти, щоб отриманого кисню було достатньо для повного згоряння 11,2 дм³ (н.у.) суміші H₂Se і H₂Te, взятих у мольному відношенні 1:1,8?

Варіант 5

1. З якими із наведених речовин вода вступає у взаємодію за звичайних умов: F_2 , Cl_2 , BaO , SO_3 , SO_2 , CO ? Які продукти внаслідок цього утворюються? Підтвердити рівняннями відповідних реакцій.

2. Чим можна пояснити рідкий стан води за звичайних умов?

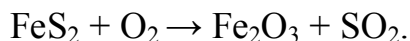
3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника й відновника.

4. Обчислити молярну концентрацію еквівалента дигідроген сульфїду, якщо при взаємодії 50 см^3 його розчину з хлором утворюється осад масою 0,64 г. Який об'єм калій гідроксиду з молярною концентрацією еквівалента $0,8 \text{ моль/дм}^3$ потрібен для повної нейтралізації вихідного дигідроген сульфїду?

5. Визначити, скільки тепла виділиться внаслідок перебігу реакції, поданою такою схемою:



якщо в цю реакцію вступило 160 г ферум (II) дисульфїду? Значення стандартних ентальпій утворення відповідних речовин наведені у додатку Д.

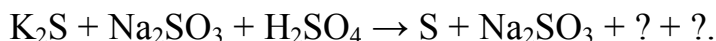
Відповідь: 1 130,6 кДж.

Варіант 6

1. Які три типи реакцій властиві сульфур (IV) оксиду? Відповідь підтвердити рівняннями реакцій.

2. Визначити термодинамічну можливість окиснення за стандартних умов сульфур (IV) оксиду в сульфур (VI) оксиду під дією озону? Термодинамічні властивості речовин наведені у додатку Д.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 70 % необхідно взяти для приготування 1 дм^3 розчину з молярною концентрацією еквівалента $0,8 \text{ моль/дм}^3$?

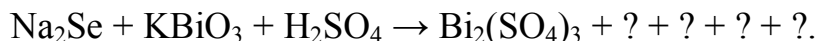
5. Розчинність дигідроген сульфїду в 200 г води за температури 293 К становить 0,894 г. Визначити pH насиченого розчину дигідроген сульфїду, густина якого 1 г/см^3 .

Варіант 7

1. Чи можуть одночасно співіснувати у суміші гідроген пероксид і дигідроген сульфід? Чому? Яким рівнянням реакції це можна підтвердити?

2. Яка реакція середовища у розчинах, які містять окремо K_2S , KHS , $(NH_4)_2S$? Відповіді підтвердити рівняннями реакцій.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити продукти реакції, що відсутні, та коефіцієнти хімічного рівняння.

4. Для проведення реакції було взято 13 г цинку й 6 г сірки. Утворену внаслідок цього сполуку обробили 100 г розчину сульфатної кислоти з $\omega(H_2SO_4) = 20\%$. Який об'єм (н. у.) газу отримали? Відповідь 4,2 дм³.

5. Який об'єм газу (н. у.) кисню виділиться внаслідок електролізу 400 см³ розчину калій сульфату з $\omega(K_2SO_4) = 25\%$ ($\rho = 1,2$ г/см³)? Відповідь: 7,724 дм³.

Варіант 8

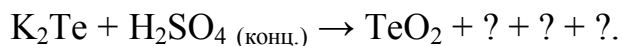
1. У трьох посудинах однакової місткості (н. у.) містяться кисень, озон, сульфур (IV) оксид. У якій посудині атомів більше?

2. З якими з перелічених нижче речовин вступає у реакцію кисень:



Якими потрібні бути умови перебігу відповідних реакцій?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити продукти реакції, що відсутні, та коефіцієнти хімічного рівняння.

4. Яка масова частка (%) натрій сульфату в розчині, одержаному шляхом розчинення 32,2 г його декагідрата у 100 см³ води? Відповідь: 10 %.

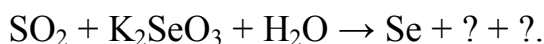
5. Яку масу сульфур (IV) оксиду потрібно окиснити, щоб одержати 200 см³ 62 %-го розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,2$ г/см³)? Відповідь: 123,1 г.

Варіант 9

1. Чому цинк сульфід розчиняється як у кислотах-окисниках, так і в кислотах-неокисниках, а купрум (II) сульфід тільки у кислотах-окисниках? Відповідь підтвердіть рівняннями відповідних реакцій.

2. Наведіть молекулярні і графічні формули сполук, у яких кисень виявляє ступені окиснення +2, +1, -1.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Якою була масова частка (%) гідроген пероксиду в розчині, якщо внаслідок дії манган (IV) оксиду як каталізатора на 200 г розчину одержали 33 дм³ (н. у.) кисню? Відповідь: 50 %.

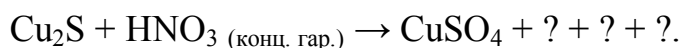
5. Чому дорівнює молярна концентрація еквівалента й масова частка сульфатної кислоти у розчині з молярною концентрацією 6,759 моль/дм³ ($\rho = 1,38 \text{ г/см}^3$)? Відповідь: 13,5; 48 %.

Варіант 10

1. Які з цих металів: W, Au, Ag, Pd, Pt, Ta, Ir – із киснем безпосередньо не взаємодіють?

2. Молекула озону діамагнітна чи парамагнітна? Яка її просторова конфігурація (геометрична форма) і чому дорівнює в ній кратність хімічного зв'язку?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. У результаті випалювання 188,4 г суміші ферум (II) дисульфід і цинк сульфід одержали 53,76 дм³ (н. у.) сульфур (IV) оксиду. Чому дорівнювала кількість речовини кожного компонента у вихідній суміші? Відповідь: 0,6 моль FeS₂ і 1,2 моль ZnS.

5. Чому дорівнює молярна концентрація купрум (II) нітрату у розчині, якщо внаслідок пропускання надлишку дигідрогенсульфіду через 200 см³ розчину випав осад масою 3,84 г. Відповідь: 0,2 моль/дм³.

Варіант 11

1. Які продукти утворюються у разі дії концентрованої нітратної кислоти: а) на сірку; б) селен; в) телур. Відповідь підтвердити рівняннями реакцій.

2. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

3. Сульфур (IV) оксид, утворений унаслідок спалювання гідроген сульфідом об'ємом 89,6 дм³ (н. у.) пропустили через 0,785 дм³ розчину калій гідроксиду з $\omega(\text{KOH}) = 23,4\%$ ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$). Яка сіль утворилася та яка її масова частка у розчині? Відповідь: KHS; 26,34 %.

4. Вищий оксид p^4 -елемента, який із гідрогеном утворює сполуку, H_2E містить 37,8 % оксисену. Що це за елемент? Відповідь: Se.

Варіант 12

1. З яким із металів: Fe, Cu, Hg – сірка взаємодіє найлегше, а з яким – найважче? Навести рівняння відповідних реакцій.

2. Чи можна для осушування сульфур (IV) оксиду використовувати концентровану сульфатну кислоту, натронне вапно, луг?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР



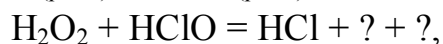
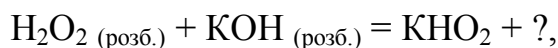
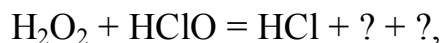
Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Об'ємна частка озону в озонованому кисні становить 8,4 %. Який об'єм (н. у.) озонованого кисню буде потрібен для взаємодії з 300 см³ розчину гідроген пероксиду з $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,15\%$, в результаті якої утворюється молекулярний кисень? Відповідь 194 дм³.

5. Яку масу калій хлорату (бертолетової солі), що містить домішки з масовою часткою 4,9 %, необхідно використати для одержання кисню з метою спалювання амоніаку об'ємом 16 дм³ (н. у.)? Відповідь: 46 г.

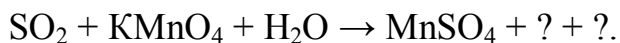
Варіант 13

1. У яких із наведених рівнянь реакцій H_2O_2 виконує роль: а) окисника; б) відновника; в) солеутворювача (як слабка двоосновна кислота):



2. Чому кисень, на відміну від інших елементів VI-А групи, у разі утворення сполук, виявляє тільки валентність II?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Маса відкритої посудини з сульфатною кислотою, вихідна масова частка якої становила 94 % ($\rho = 1,832 \text{ г/см}^3$), збільшилася з 72 % до 82,5 %. Якою стала масова частка кислоти у розчині та її молекулярна концентрація? Відповідь: 82 %, 19,87 моль/дм³.

5. Який об'єм розчину натрій гідроксиду з $\omega(\text{NaOH}) = 39 \%$, ($\rho = 1,42 \text{ г/см}^3$) буде необхідно витратити для повного розчинення, за умови кип'ятіння, 38,28 г телуру? Відповідь: 43,3 см³.

Варіант 14

1. Що таке тіоангідриди? Які елементи їх утворюють? Де краще розчиняються ці сполуки: у воді чи у водних розчинах лугів?

2. За значеннями окисно-відновних потенціалів визначити, чи можуть співіснувати у розчині H_2SeO_3 та H_2Se , H_2SeO_3 та I_2 , H_2SeO_3 та KI ? Якщо можна, то скласти рівняння.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Обчислити об'єм (н.у.) сульфур (IV) оксиду, який може повністю знебарвити розчин калій перманганату, узятий об'ємом 100 см³ з молярною концентрацією еквівалента 0,15 моль/дм³. Відповідь: 168 см³.

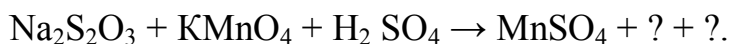
5. У 1 527 см³ води розчинили 120 г сульфур (IV) оксиду. Чому дорівнювала масова частка (%) і молярна концентрація утвореного розчину, якщо його густина становила 1,0586 г/см³. Відповідь: 8,9 %, 0,964 моль/дм³.

Варіант 15

1. Яких умов потрібно дотримуватися, щоб одержати дисульфатну кислоту? Скласти рівняння відповідної реакції.

2. Які процеси відбуваються у разі нагрівання: а) калій гідросульфату за $T = 240^\circ\text{C}$ і за $T = 340^\circ\text{C}$; б) суміші твердого калій сульфату з концентрованою сульфатною кислотою? Скласти рівняння відповідних реакцій.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм кисню за температури 25 °С і тиску 110 500 Па можна одержати внаслідок взаємодії 100 см³ розчину гідрогенпероксиду з таким самим об'ємом розчину калій перманганату з молярною концентрацією 0,008 моль/дм³ у присутності розбавленої сульфатної кислоти? Якою повинна бути молярна концентрація еквівалента розчину гідроген пероксиду? Відповідь: 44,84 см³; 0,04 моль/дм³.

Варіант 16

1. Які з наведених електролітів можна використати для одержання кисню: KCl, K₂SO₄, NaCl, NaOH? Скласти рівняння відповідних реакцій.

2. Чому не можна сушити дигідроген сульфур, пропускаючи його через концентровану сульфатну кислоту? Відповідь підтвердити рівнянням реакції.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. До 150 см³ розчину дигідроген сульфіді додали розчин бром (бромід води) й одержали осад масою 0,96 г. Яка молярна концентрація еквівалента розчину гідроген сульфіді? Який об'єм розчину калій гідроксиду з $\omega(\text{KOH}) = 4,6\%$, ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) потрібно витратити для нейтралізації вихідного розчину дигідроген сульфіді? Відповідь: 0,4 моль/дм³; 70,2 см³.

5. У 200 см³ води розчинили 19,04 дм³ (н. у.) сульфур (IV) оксиду й до утвореного розчину додали 47,6 г калій гідроксиду. Яка сіль і якої маси утворилася? Відповідь: 47,6 г кислої солі.

Варіант 17

1. Які з наведених нижче сполук гідрогену з елементами VI-А групи одержують безпосередньо, а які – посередньо: H₂O, H₂S, H₂Se, H₂Te, H₂Po?

2. Суміш сірки, селену, телуру спалили у кисні. Як розділити суміш утворених оксидів?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм води треба додати до 500 см³ розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією 14 моль/дм³ ($\rho = 1.73$ г/см³), щоб одержати розчин з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25\%$. Відповідь: 1 879 см³.

5. Яку масу сульфур (IV) оксиду потрібно розчинити у 200 г розчину з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 91\%$, щоб отримати сульфатну кислоту з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 100\%$. Відповідь: 80 г.

Варіант 18

1. Яка зі сполук натрію: сульфід чи телурид – виявляє сильніші відновні властивості?

2. Яка з кислот: H_2SO_4 , H_2SeO_4 , H_2TeO_6 – має найсильніше виражені а) кислотні властивості; б) окисно-відновні властивості?

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Яким є значення pH розчину K_2SO_3 з молярною концентрацією $1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³. Відповідь: 9,1.

5. Який об'єм (н. у.) сульфур (IV) оксиду потрібно пропустити через розчин хлорнуватої (хлоратної) кислоти, щоб відновити 33,8 г її до хлоридної кислоти? Відповідь: 26,88 дм³.

Варіант № 19

1. Чи є можливість отримати барій сульфат із барій сульфіту за допомогою реакції обміну?

2. Як змінюється термічна стійкість у ряду сульфатів берилію – барію? Навести пояснення.

3. Методом електронно-іонного балансу скласти рівняння ОВР:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм сульфатної кислоти з $\omega(\text{KOH}) = 60\%$, ($\rho = 1,5$ г/см³) узяти для приготування 2 дм³ розчину сульфатної кислоти з молярною концентрацією еквівалента 8,82 моль/дм³ ($\rho = 1,26$ г/см³)? Яка масова частка (%) кислоти в одержаному розчині?

Відповідь: 960,4 см³ H_2SO_4 і 1 039,6 см³ H_2O ; 34,3 %.

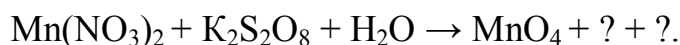
5. Визначити масову частку гідроген пероксиду у розчині ($\rho = 1,3406 \text{ г/см}^3$), якщо при дії $63,4 \text{ см}^3$ його розчину на барій гідроксид утворився барій пероксид масою $33,8 \text{ г}$? Відповідь: 80%.

Варіант 20

1. На яких властивостях кисню заснований метод його одержання з повітря? Чи можна цей процес відобразити рівнянням хімічної реакції?

2. Чим пояснити той факт, що тягуча пластикна сірка через деякий час стає крихкою? Цей процес супроводжується поглинанням чи виділенням тепла?

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Якими були об'ємні частки (%) дигідроген сульфїду й кисню у суміші, якщо внаслідок її спалювання одержали 400 см^3 (н.у.) сульфур (IV) оксиду та встановлено, що $52,4 \text{ см}^3$ (н. у.) кисню не вступило в реакцію? Відповідь: 38 % H_2S і 62 % O_2 .

5. Чому дорівнювала молярна концентрація еквівалента калій сульфїту, якщо на окиснення 40 см^3 його розчину в кислому середовищі необхідно 32 см^3 розчину калій перманганату з молярною концентрацією еквівалента $0,04 \text{ моль/дм}^3$. Відповідь: $0,032 \text{ моль/дм}^3$.

Варіант 21

1. У точці переходу перетворення моноклінічної сірки у ромбічну супроводжуються виділенням $0,3132 \text{ кДж}$ тепла. Чим викликане виділення тепла внаслідок такого перетворення, бо склад молекул обох модифікацій однаковий – (S_8)?

2. Чим можна пояснити той факт, що плюмбум (II) сульфат нерозчинний у розбавленій сульфатній кислоті, але помітно розчиняється у її гарячих концентрованих розчинах?

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. За константою першого ступеня електролітичної йонізації $K = 1,051 \cdot 10^{-7}$ сульфідної кислоти визначити pH і ступінь йонізації в (%) у розчині з молярною концентрацією $0,01$ моль/дм³.
Відповідь: 4,5; 0,32 %.

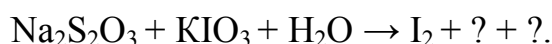
5. Яка маса натрій сульфіту міститься в 2 дм³ розчину, якщо 50 см³ цього розчину знебарвлюють 40 см³ розчину йоду з молярною концентрацією еквівалента $0,04$ моль/дм³? Відповідь: 4 г.

Варіант 22

1. Які солі кислоти складу H_2SO_4 називають: а) сульфатами; б) гідро-сульфатами; в) купоросами; г) галунами? Навести приклади.

2. Є сульфід натрію і є припущення, що він містить натрій сульфат. Як можна у цьому переконатися?

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. $16,1$ г кристалічного натрій сульфату розчинили у воді. Який об'єм розчину плюмбум (II) нітрату, з молярною концентрацією еквівалента 1 моль/дм³ буде потрібно для осадження усіх сульфат іонів, що містяться у розчині? Відповідь: 100 см³.

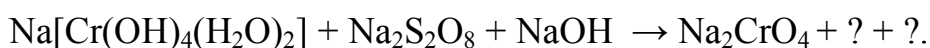
5. Який об'єм розчину калій сульфідру з молярною концентрацією еквівалента 1 моль/дм³ потрібно, щоб осадити усі ферум-іони, що містяться у 20 см³ розчину ферум (II) сульфату, з молярною концентрацією еквівалента $0,04$ моль/дм³. Відповідь: 16 см³.

Варіант 23

1. Сульфід якого елемента випадає в осад унаслідок пропускання ди-гідроген сульфідру через підкислений розчин, що містить суміш сульфатів феруму (II) і купруму (II)? Відповідь обґрунтувати.

2. У разі спікання аргентум селеніду з калій карбонатом у присутності кисню повітря залежно від умов проведення процесу одержують селеніт або селенат калію. Скласти рівняння відповідних реакцій.

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 52 % ($\rho = 1,420 \text{ г/см}^3$) можна одержати зі 100 г пероксомоносульфатної кислоти? Відповідь: $116,4 \text{ см}^3$.

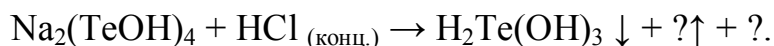
5. Барій сульфат якої маси може випасти в осад із 200 см^3 розчину алюміній сульфату об'ємом 200 см^3 і молярною концентрацією еквівалента $0,4314 \text{ моль/дм}^3$ у разі взаємодії його з барій хлоридом? Відповідь: $10,05 \text{ г}$.

Варіант 24

1. Що є окисником, а що є відновником у разі кип'ятіння розчину калій сульфату з метою одержання калій тіосульфату?

2. Як використати залізо, сірку та розбавлену сульфатну кислоту для одержання дигідроген сульфід? Навести не менше двох рівнянь реакцій.

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Який об'єм розчину амоній сульфід з молярною концентрацією еквівалента $1,6 \text{ моль/дм}^3$ необхідно для того, щоб перевести в осад увесь манган іон, що міститься у 60 см^3 розчину манган (II) сульфату з молярною концентрацією $0,40 \text{ моль/дм}^3$? Відповідь: 30 см^3 .

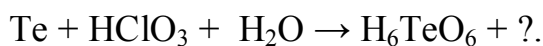
5. У 2 дм^3 води розчинили $2,2 \text{ дм}^3$ дигідроген сульфід, що перебував під тиском $99\,991,78 \text{ Па}$ і за температури 25°C . Якою стала масова частка H_2S у розчині? Відповідь: $0,3 \%$.

Варіант 25

1. Чи в обох випадках відбувається утворення осаду в разі дії на розчини: а) FeSO_4 , CuSO_4 ; б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; в) MnSO_4 , HgSO_4 – в одному випадку розчину Na_2S , а у другому – розчину H_2S ? Відповіді підтвердити рівняннями хімічних реакцій.

2. Скласти молекулярно-іонні рівняння реакції: а) утворення натрій дисульфід внаслідок взаємодії натрій сульфід з сіркою; б) дії сильної кислоти-неокисника на амоній дисульфід.

3. Методом електронно-йонного балансу скласти рівняння хімічної реакції:



Визначити молярні маси еквівалентів окисника та відновника.

4. Вихідна суміш газів виробництва сульфатної кислоти складається з сульфур (IV) оксиду, кисню й азоту. Для окиснення сульфур (IV) оксиду в суміші об'ємом 100 см^3 (н. у.) витратили $6,2 \text{ см}^3$ розчину калій перманганату з молярною концентрацією еквівалента $0,1 \text{ моль/дм}^3$ у кислому середовищі. Яка об'ємна частка сульфур (IV) оксиду (%) у суміші? Відповідь: 6,9 %.

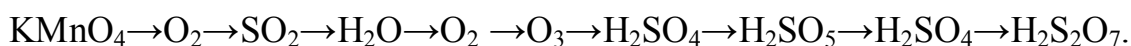
5. Яку масу срібла можна розчинити при нагріванні у 600 см^3 розчину сульфатної кислоти з масовою часткою 92,1 %, густиною $1,83 \text{ г/см}^3$, якщо кінцева концентрація цієї кислоти 20 %? Відповідь: 871,7 г.

3.2 Варіанти завдань для самостійної аудиторної роботи

Варіант 1

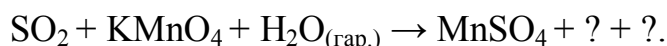
1. Методом напівреакцій скласти рівняння реакцій взаємодії сірки з концентрованими киплячими розчинами HNO_3 , H_2SO_4 та NaOH .

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної окисно-відновної реакції та за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E^0_{298}(\text{SO}_4 / \text{SO}_3) = 0,16 \text{ В}$.

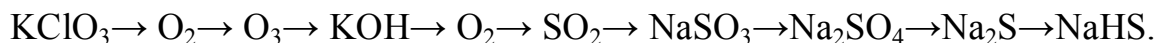
4. Який об'єм буде мати розчин ($\rho = 1,143 \text{ г/см}^3$), де масова частка H_2SO_4 становить 20 %, якщо він виготовлений з 80 г олеуму з $\omega(\text{SO}_3) = 92,17 \%$. Який об'єм води для цього буде потрібен?

5. Унаслідок розкладання 49 г невідомої сполуки виділяється $13,44 \text{ дм}^3$ (н.у.) кисню й залишається тверда речовина, масові частки калію та хлору в якій відповідно дорівнюють 52,35 і 47,65 %. Визначте формулу невідомої сполуки.

Варіант 2

1. Які сполуки утворює сульфур з гідрогеном? Як їх одержують? Які ступені окиснення виявляє сульфур у цих сполуках?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної окисно-відновної реакції та за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОБР})$ з урахуванням, що $E^0_{298}(\text{SO}_4 / \text{SO}_3) = 0,16 \text{ В}$.

4. Яку масу олеуму з масовою часткою SO_3 40 %, можна одержати з 1 т руди з масовою часткою FeS_2 24 %? Масова частка втрат становить 5 %.

5. Унаслідок пропускання H_2S через 16 г розчину купрум (II) сульфату може утворитися 1,92 г чорного осаду. Обчислити масову частку (%) CuSO_4 у розчині, який використали, та об'єм (н. у.) витраченого на реакцію H_2S .

Варіант 3

1. Скласти рівняння реакції взаємодії H_2O_2 :

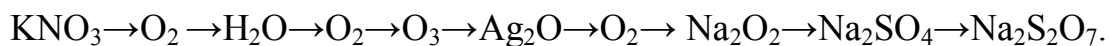
а) із калій йодидом у присутності сульфатної кислоти з утворенням вільного йоду;

б) із насиченим розчином хлору з утворенням хлоридної кислоти;

в) із плюмбум (II) сульфідом з утворенням плюмбум (II) сульфату.

Окисником чи відновником є гідроген пероксид у кожній із цих реакцій?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної окисно-відновної реакції; за температури 289 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G_{298}^0(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E_{298}^0(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/2\text{SO}_4^{2-}) = +1,961 \text{ В}$.

4. Чому дорівнює об'єм розчину сульфатної кислоти з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 40 \%$ і $\rho = 1,3 \text{ г/см}^3$, який необхідно додати до олеуму, щоб перевести його в розчин із масовою часткою SO_3 10 %?

5. У 2 дм^3 розчинили $134,4 \text{ дм}^3$ (н. у.) сульфур оксиду, в якому масова частка сульфуру становить 50 %. Обчислити об'єм розчину з $\omega(\text{NaOH}) = 25 \%$ ($\rho = 1,283 \text{ г/см}^3$), який необхідно додати до одержаного розчину, щоб утворилася середня сіль.

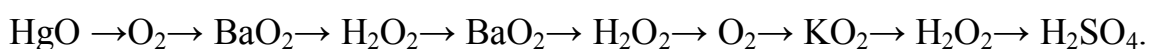
Варіант 4

1. Навести приклади реакцій одержання сульфур (IV) оксиду, які:

а) супроводжуються зміною ступеня окиснення сульфуру;

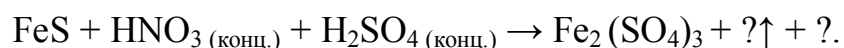
б) не супроводжуються зміною ступеня окиснення сульфуру.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної окисно-відновної реакції; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G_{298}^0(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E_{298}^0(\text{SO}_4^{2-} / \text{S}^{2-}) = -0,674 \text{ В}$.

4. Який об'єм SO_2 (н. у.) потрібен для повного знебарвлення розчину KMnO_4 об'ємом 250 см^3 , якщо його молярна концентрація еквівалента становить $0,1 \text{ моль/дм}^3$?

5. Унаслідок взаємодії сульфідів невідомого металевих елементів (II) із надлишком хлоридної кислоти $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.) газової речовини, яку пропустили через 200 см^3 розчину з $\omega(\text{NaOH}) = 25 \%$ і $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$. Визначте склад металевих елементів сульфід якого було взято?

Варіант 5

1. Властивості окисника чи відновника виявляє селениста кислота у разі її взаємодії:

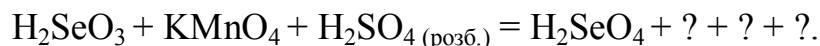
- а) з хлоридною кислотою;
- б) бромною водою;
- в) гідроген пероксидом?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і ΔG^0_{298} (ОВР) з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{SO}_4^{2-}/\text{SeO}_3^{2-}) = 1,15 \text{ В}.$$

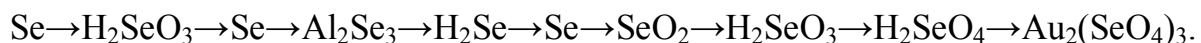
4. Розчинність H_2S у воді за температури 20 °С характеризується масовим відношенням $m(\text{H}_2\text{S}) / m(\text{H}_2\text{O}) = 4,47 \text{ г} / 1000 \text{ г}$. За цих даних обчислити молярну концентрацію розчину H_2S за наведеної температури, якщо його густина 1 г/см³.

5. У результаті нагрівання у струмені кисню порошку сплаву цинку, магнію і міді його маса зросла на 9,6 г. Продукт частково прореагував з розчином ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). Для реакції з такою ж концентрацією сплаву знадобилося 0,7 моль хлоридної кислоти. Обчислити кількість речовини, моль, кожного компонента у сплаві.

Варіант 6

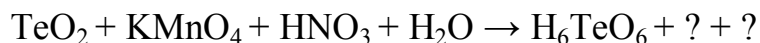
1. Пояснити, чому ZnS і PbS можна отримати реакцією обміну у водному розчині, а Al_2S_3 і Cr_2S_3 не можна. Зазначити спосіб отримання Al_2S_3 та Cr_2S_3 .

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E^0_{298}(\text{H}_6\text{TeO}_6/\text{TeO}_2) = 1,21 \text{ В}$.

4. Після пропускання через розчин KI повітря об'ємом 40,6 см³ з нього виділився йод масою 32,2 г. Визначити об'ємні частки озону й кисню у цьому повітрі. Об'ємна частка кисню у повітрі до його озонування становила 21 %.

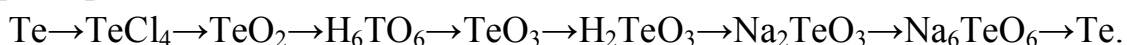
5. До 200 г розчину сульфатної кислоти додали до повної нейтралізації 250 см³ розчину з $\omega(\text{NaOH}) = 25 \%$ і $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$. Обчислити масову частку (%) H_2SO_4 у вихідному розчині.

Варіант 7

1. Скласти рівняння ступінчатої йонізації сульфідної кислоти. Як буде зміщуватися хімічна рівновага у разі додавання до її розчину:

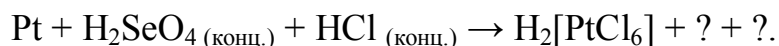
- а) бромідної кислоти;
- б) аргентум нітрату;
- в) калій гідроксиду.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{SeO}_4^{2-}/\text{SeO}_2) = 1,22 \text{ В}.$$

4. За значенням добутку розчинності аргентум телуриду $4,7 \cdot 10^{-52}$ обчислити масу Ag^+ , яка міститься у 250 см³ насиченого розчину.

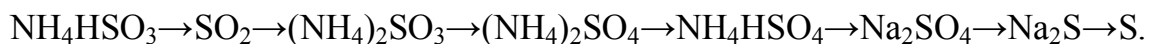
5. Яка маса селенової (селенатної) кислоти утворилася в анодному просторі електролізера, якщо електронний струм силою у 10 А протягом

42 хв 20 с пропускали через водний розчин селенистої (селенітної) кислоти, і який об'єм (н. у.) водню виділився унаслідок цього на катоді?

Варіант 8

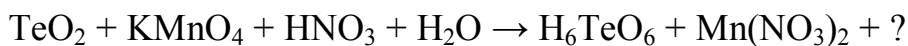
1. Яким шляхом можна перевести оксид, нерозчинний у воді, у відповідний гідроксид? Довести це на прикладі манган (II) оксиду.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й ΔG^0_{298} (ОВР) з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{H}_6\text{TeO}_6/\text{TeO}_2) = 1,02 \text{ В}.$$

4. Якою буде молярна маса дигідрогенселену, якщо 750 см³ цього газу, виміряного за 27 °С і 99 992 Па, мають масу 1,215 г? У скільки разів цей газ важчий від озону?

5. У скільки разів розчинність цинк сульфід у воді більша, а ніж у 0,01 моль/дм³ розчину Na₂S? Відповідь: у $4,7 \cdot 10^9$ разів

Варіант 9

1. Як змінюється стійкість та окисно-відновні властивості в ряду $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$? Яка з цих кислот сильніша відповідно до першого ступеня іонізації?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^{\circ}_{298}(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}) = 1,15 \text{ В.}$$

4. Яка молярна концентрація розчину Na_2SO_3 , якщо на окиснення 40 см³ його у кислому середовищі потрібно 32 см³ розчину KMnO_4 з молярною концентрацією еквівалента 0,05 моль/дм³? Відповідь: 0,04 моль/дм³

5. Який об'єм за температури 30 °С і тиску 110725 Па займе сульфур (IV) оксид, отриманий унаслідок окиснення полонію гарячою концентрованою сульфатною кислотою?

Варіант 10

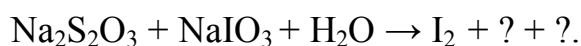
1. Скласти рівняння реакції розчинення аргентум броміду в концентрованому розчині натрій тіосульфату. Чим відрізняються продукти цієї взаємодії, якщо в ній бере участь розбавлений розчин натрій тіосульфату?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^{\circ}_{298}(\text{SO}_4^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 1,15 \text{ В.}$$

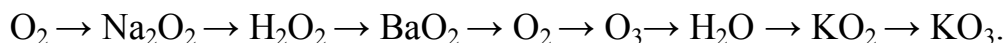
4. За значенням добутку розчинності SnTe , що дорівнює $3,5 \cdot 10^{-37}$, визначити кількість стануму (в грам-іонах), яка міститься в 250 см³ насиченого розчину.

5. Який об'єм нітратної кислоти з масовою часткою 67 % і $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ необхідно витратити на взаємодію з натрій селенідом, щоб отримати 75,6 г натрій селенату?

Варіант 11

1. Скласти рівняння взаємодії калій пероксодисульфату: а) із залізним купоросом; б) з гідроген йодидом. Яку роль – тільки окисника або тільки відновника – виконує калій пероксодисульфат? Чому?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E^0_{298}(\text{O}_3/\text{O}_2) = 2,07 \text{ В}$. Відповідь: 9,7 г.

4. Яка маса пероксодисульфатної кислоти утворилася в анодному просторі електролізера, якщо електричний струм силою в 5А протягом 32 хв 10 с пропускали через холодний концентрований розчин сульфатної кислоти?

5. При дії на розчин селенатної кислоти з молярної концентрацією еквівалента 0,1 моль/дм³ натрій карбонату одержали 3,36 дм³ (н. у.) карбон (IV) оксиду. Який об'єм селенатної кислоти вступив у реакцію? Відповідь: 1,5 дм³

Варіант 12

1. Необхідно отримати такі сухі газоваті сполуки: NH_3 , CO_2 , H_2S , H_2Se . Які з них не можна осушувати шляхом пропускання через концентровану сульфатну кислоту й чому? Складіть рівняння реакцій.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}([\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}/[\text{Sn}(\text{OH})_4]) = -0,9 \text{ В}), \text{ а } E^0_{298}(\text{TeO}_6^{6-}/\text{Te}) = -0,57 \text{ В}.$$

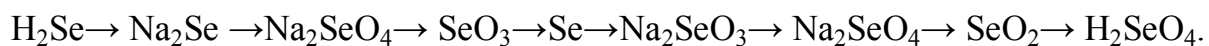
4. За температури 20 °C розчинність барій сульфіту в 100 см³ розчину становить $1,97 \cdot 10^{-1}$ г. Яке значення добутку розчинності BaSO₃?
Відповідь: $8,2 \cdot 10^{-5}$.

5. За константою першого ступеня електролітичної йонізації селенідної кислоти, яка дорівнює $1,3 \cdot 10^{-4}$, визначити *pH* та α (%) для розчину з концентрацією 0,01 моль/дм³.

Варіант 13

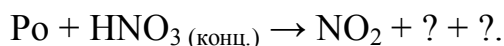
1. Чим пояснити, що дигідрогентелур є сильнішим відновником, ніж H₂S? Навести рівняння реакцій згоряння зазначених сполук з киснем.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $E^0_{298}(\text{Po}^{4+}/\text{Po}) = 0,765$ В.

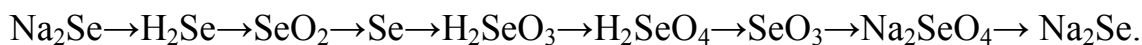
4. Який об'єм води необхідно випарити з 6 дм³ розчину з $\omega(\text{K}_2\text{SO}_3) = 8\%$ ($\rho = 1,067$ г/см³), щоб отримати розчин, у якому концентрація K₂SO₃ становить 51,6 %? Відповідь: 5,41 дм³.

5. Масова частка сульфатної кислоти, отриманої за одним із промислових методів, дорівнює 74,66 % H₂SO₄ і має густину 1,67 г/см³. Яка молярна концентрація цієї кислоти? Відповідь: 12,7 моль/дм³.

Варіант 14

1. Чим можна пояснити той факт, що плюмбум (II) сульфат, нерозчинний у розбавленій сульфатній кислоті, помітно розчиняється у її гарячих концентрованих розчинах?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР за температури 298 К, обчислити її константу рівноваги, а також $\Delta G_{298}^0(\text{ОВР})$.

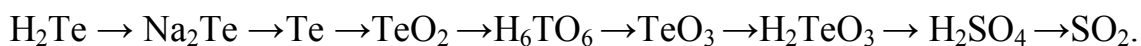
4. Для поглинання усього хлориду з 2 дм³ його суміші з азотом витратили 13,84 г натрій селеніту. Якими були об'ємні частки (%) газів у їхній суміші?

5. Яку масу металевого срібла можна розчинити внаслідок його нагрівання у 400 см³ селенатної кислоти з $\omega(\text{H}_2\text{SeO}_4) = 76\%$ і $\rho = 2,025 \text{ г/см}^3$, якщо її кінцева концентрація становитиме 20 %?

Варіант 15

1. Чи можна, наприклад, для отримання дигідрогенсульфуру з його солей застосувати нітратну кислоту?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G_{298}^0(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E_{298}^0(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ В}.$$

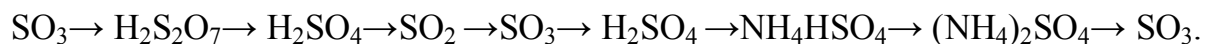
4. Визначити (в об'ємних частках) склад суміші SO_2 і O_2 , якщо з 200 см³ (н. у.) її після реакції утворилося 0,438 г сульфур (VI) оксиду. Відповідь: $\varphi(\text{SO}_2) = 61,3\%$, $\varphi(\text{O}_2) = 38,7\%$.

5. При дії на розчин натрій тіосульфату з молярною концентрацією еквівалента 0,1 моль/дм³ розчину сульфатної кислоти отримали 4,8 г сірки. Який об'єм розчину натрій тіосульфату піддали розкладанню? Відповідь: 3 дм³.

Варіант 16

1. Чому осад, одержаний при додаванні BaCl_2 до розчину Na_2SO_3 , що довго стояв на відкритому повітрі, не повністю розчиняється в HCl ?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{O}_2/\text{O}_2^-) = -0,5 \text{ В}.$$

4. Який об'єм сульфатної кислоти з $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96 \%$ і $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ потрібно, щоб за реакції з міддю отримати $11,2 \text{ дм}^3$ сульфур (IV) оксиду (н. у.)? Відповідь: $55,5 \text{ см}^3$.

5. Підкислений сульфатною кислотою розчин, який містить $0,316 \text{ г}$ калій перманганату, знебарвили внаслідок пропускання у нього дигідрогенсульфуру, отриманого з ферум (II) сульфїду та кислоти. Яку масу FeS при цьому витрачено? Відповідь: $0,44 \text{ г}$.

Варіант 17

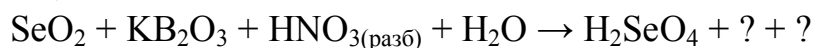
1. Навести приклади взаємодії з киснем чотирьох елементів з утворенням таких типів оксидів: а) кислотного; б) основного; в) амфотерного; г) несолетворного. Скласти їхні графічні формули та назви.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням того, що

$$E^0_{298}(\text{SeO}_4 / \text{SeO}_2) = 1,1 \text{ В.}$$

4. У процесі роботи електролізера, який містить розчин NaOH, одержали 280 дм³ (н. у.) кисню. Обчислити масу речовини, що розкладалася у результаті електролізу.

5. Унаслідок спалювання суміші дигідроген сульфід з надлишком кисню її об'єм зменшився на 6,72 дм³ (н. у.). Одержаний газ пропустили через 28,57 см³ розчину натрій гідроксиду з $\omega(\text{NaOH}) = 40\%$ і $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$. Визначити склад утвореної солі.

Варіант 18

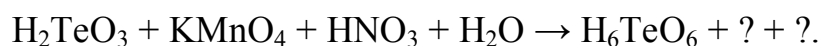
1. Написати рівняння одержання кисню: а) з оксиду; б) із солі.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартних ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням того, що

$$E^0_{298}(\text{H}_6\text{TeO}_6 / \text{H}_2\text{TeO}_3) = +0,78 \text{ В.}$$

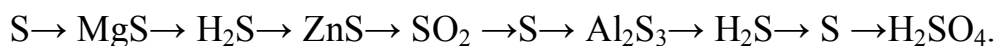
4. Визначити молярну масу дигідроген селеніду, якщо 375 см³ цього газу, одержаного за $T = 300 \text{ К}$ і $P = 99\,991,2 \text{ кПа}$, має масу 1,215 г. Яка його відносна густина за дигідроген сульфідом?

5. Сульфур (IV) оксид пропустили через 150 г розчину амоніаку з $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 6,8\%$. Визначити масу утвореної солі, коли відомо, що вихідною кількістю SO₂ можна відновити 52,4 г калій дихромату, підкисленого сульфатною кислотою.

Варіант 19

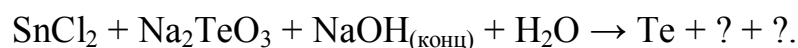
1. Кисень – парамагнітна речовина, що свідчить про наявність у його молекулі неспарених електронів. Як пояснити цей факт із позиції методу молекулярних орбіталей?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:

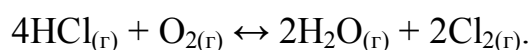


Знайти значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{TeO}_3 / \text{Te}) = +0,412 \text{ В}, \quad E^0_{298}([\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} / \text{Sn}^{2+}) = +0,154 \text{ В}.$$

4. Два розчини сульфатної кислоти мають концентрації: $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 60\%$ і $\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$ та $C(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$. У яких об'ємах вони повинні бути змішані для одержання розчину об'ємом 1 дм^3 і концентрацією $C(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/дм}^3$?

5. За постійного об'єму й деякої досить високої температури встановлюється рівновага:



Вихідна суміш гідроген хлориду та кисню мала густину за воднем 16,9. Чому дорівнює об'ємне співвідношення між усіма газами у стані хімічної рівноваги, якщо після його досягнення вихід хлору становив 50 % від теоретичного?

Варіант 20

1. Яка сіль – K_2SO_3 чи K_2SeO_3 – у водному розчині зазнає сильнішого гідролізу ($\text{K}_2(\text{HSO}_3 \leftrightarrow \text{SO}_3^{2-}) = 6,3 \cdot 10^{-8}$, а $\text{K}_2(\text{HSeO}_3 \leftrightarrow \text{SeO}_3^{2-}) = 4,8 \cdot 10^{-9}$).

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що $^0_{298}\text{SeO}_4^{2-}/\text{SeO}_3^{2-} = +1,073 \text{ В}.$

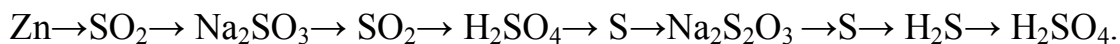
4. Який об'єм (н. у.) SO_2 потрібно пропустити через розчин HClO_3 , щоб відновити 16,9 г її до хлоридної кислоти?

5. Унаслідок реакції газу, одержаного дією надлишку хлоридної кислоти на калій гідросульфід, із газом, що утворився внаслідок взаємодії надлишку HCl із ферум (II) сульфідом, випав осад масою 9,6 г. Якими були вихідні маси солей KHSO_3 і FeS ?

Варіант 21

1. Пояснити, чому ферум (II) сульфід розчиняється у розбавлених кислотах, а плумбум (II) сульфід нерозчинний.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:

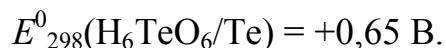


Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що



4. У скільки разів розчинність цинк сульфід у чистій воді більша, ніж у розчині натрій сульфід з молярною концентрацією 0,01 моль/дм³?

5. Унаслідок взаємодії газу, одержаного шляхом випалювання 8,8 г ферум (II) сульфід та 12 г ферум (II) дисульфід, з розчином натрій гідроксиду утворилася середня сіль. Визначити об'єм витраченого розчину натрій гідроксиду з $\omega(\text{NaOH}) = 25 \%$ і $\rho = 1,28 \text{ г/см}^3$.

Варіант 22

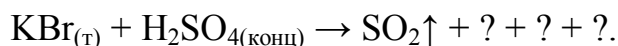
1. Написати рівняння реакцій одержання сульфур (IV) оксиду трьома різними способами. У якому стані гібридизації перебуває атом сульфуру в молекулі SO_2 ? Яка у зв'язку з цим просторова структура молекули?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = +1,161 \text{ В}.$$

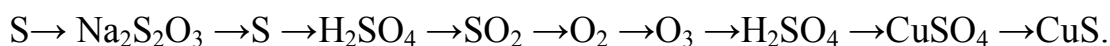
4. Яка маса дигідроген сульфід міститься в 1 дм^3 розчину, якщо на окиснення H_2S необхідно 37,9 см^3 розчину йоду з молярною концентрацією еквівалента 0,01 моль/ дм^3 ?

5. Для повного осадження купрум (+2) іона у вигляді купрум (II) сульфіді із 291 см^3 розчину купрум (II) сульфату з $\omega(\text{CuSO}_4) = 10\%$ був витрачений газ, одержаний шляхом взаємодії ферум (II) сульфіді з надлишком хлоридної кислоти. Обчислити густину розчину купрум (II) сульфату з $\omega(\text{CuSO}_4) = 10\%$.

Варіант 23

1. Які речовини утворюються у разі взаємодії FeS : а) з хлоридною кислотою; б) з концентрованою нітратною кислотою? Записати рівняння відновних реакцій.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги і $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що

$$E^0_{298}(\text{S}_2\text{O}_8^{2-}/2\text{SO}_4^{2-}) = +1,961 \text{ В}.$$

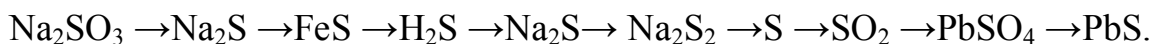
4. Які об'ємні частки дигідроген сульфїду і кисню у суміші, якщо внаслідок її спалювання було одержано 200 см³ (н. у.) SO₂ і встановлено, що 40 см³ O₂ не вступило в реакцію?

5. Унаслідок спалювання на повітрі 9,7 г складної речовини утворюється 3,1 г розчинного в лузі оксиду, що містить 80,2 % металевого елемента (II) і газ, густина якого за воднем дорівнює 32 і який спроможний знебарвити розчин, що містить 16 г Br₂. Визначити склад вихідної речовини.

Варіант 24

1. Яка будова енергетичних рівнів у йонів S²⁻, Se²⁻, Te²⁻?

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти: а) значення стандартної ЕРС указаної ОВР; за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що стандартні електродні потенціали:

$$E^0_{298}(\text{IO}_3^-/\text{I}_2) = +1,13 \text{ В та } E^0_{298}(2\text{SO}_4^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3) = +0,273 \text{ В}.$$

4. Визначити об'ємні частки (%) кисню й озону в суміші, густина якої за повітрям 1,5.

5. Суміш речовин, одержаних після прожарювання суміші цинку й сірки без доступу повітря, розчинили у надлишку хлоридної кислоти, внаслідок чого залишилося 24 г нерозчинної речовини та виділився газ, у разі спалювання якого у надлишку кисню утворюються нова газувата речовина, здатна відновити 104,8 г натрій дихромату, підкисленого сульфатною

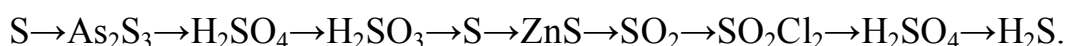
кислотою. Визначити склад вихідної суміші цинку й сірки у масових частках (%).

Варіант 25

1. Які продукти реакції взаємодії ферум (III) хлориду: а) з дигідроген сульфідом; б) з амоній сульфідом?

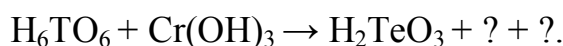
Навести рівняння відповідних реакцій.

2. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:



Не виконуючи обчислень, визначити, для яких із наведених реакцій зміна ентропії сприяє перебігу реакцій.

3. Закінчити рівняння реакції з використанням методу електронно-йонного балансу:



Знайти: а) значення стандартної ЕРС наведеної ОВР; б) за температури 298 К обчислити її константу рівноваги й $\Delta G^0_{298}(\text{ОВР})$ з урахуванням, що стандартні електродні потенціали $E^0_{298}(\text{H}_6\text{TeO}_6/\text{H}_2\text{TeO}_3) = +0,78 \text{ В}$ та $E^0_{298}(\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}(\text{OH})_3) = -0,125 \text{ В}$.

4. Визначити масу бромної води, яка необхідна для окиснення 15,2 г ферум (II) сульфату за участі розбавленої сульфатної кислоти, якщо в 100 г води за температури 298 К розчиняється 3,6 г Br_2 ?

5. Унаслідок взаємодії 25,2 г середньої солі невідомого металевих елемента, який забарвлює полум'я у жовтий колір, із надлишком хлоридної кислоти, виділяється 4,48 дм^3 (н. у.) оксиду сульфуру з масовою часткою сульфуру 50 %. Визначити формулу вихідної солі.

СПИСОК ВИКОРИСТАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

1. Свойства элементов : справочник : в 2 ч. / М. М. Антонова, И. Г. Брахнова, А. Л. Борисова [и др.] : ч. 2. Химические свойства. – 2-е изд. – М. : Металлургия, 1976. – 384 с.
2. Загальна та неорганічна хімія : практикум / М. С. Слободяник, Н. Б. Улько, К. М. Бойко, В. М. Самійленко – Київ : Либідь, 2004. – 336 с.
3. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями : учеб. пособие / Ю. М. Коренев, А. Н. Григорьев, И. И. Желиговская [и др.] ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Мир, 2004. – 368 с.
4. Кириченко В. І. Загальна хімія : навч. посібник / В. І. Кириченко. – Київ : Вища шк., 2005. – 639 с.
5. Химические свойства неорганических веществ / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева ; под ред. Р. А. Лидина. – 5-е изд. – М. : Колосс, 2006. – 480 с.
6. Коржунов Н. Г. Общая и неорганическая химия : учеб. пособие / Н. Г. Коржунов; под ред. В. И. Деляна. – М. : МИССИС ИНФРА-М, 2004. – 512 с.
7. Загальна та неорганічна хімія у 2-х ч. / О. М. Степаненко, Л. Г. Рейтер, В. М. Ледовських, С. В. Іванов. – Київ : Пед. Преса, –2002. – ч. 2. – 518 с.

ДОДАТКИ

ДОДАТОК А

Взаємодія елементів з киснем

Кисень утворює сполуки майже з усіма елементами Періодичної системи елементів. При нагріванні він безпосередньо взаємодіє з усіма простими речовинами. Виняток становлять галогени, деякі платиноїди та інертні гази. Сполуки, в яких атоми Оксигена зв'язані тільки з атомами інших простих речовин, становлять нормальні оксиди, а сполуки, в яких атоми Оксигену зв'язані один з одним, – пероксиди.

За хімічними властивостями оксиди класифікують на кислотні, основні та амфотерні.

Кислотні оксиди при розчиненні у воді утворюють кислоти. Їх також називають *ангідридами кислот*.

Основні оксиди при розчиненні у воді утворюють основи. Їх також називають *ангідридами основ*.

Амфотерні оксиди виявляють кислотні властивості щодо сильних основ та основні щодо сильних кислот.

Існують інертні оксиди, які нерозчинні ні в кислотах, ні в основах.

Найвищі оксиди, що утворюються елементами періодичної системи, за групами зі збільшенням номера групи переходять від основного до кислотного.

Елементом, які утворюють оксиди змінної валентності, також властивий перехід від основних оксидів до кислотних зі збільшенням ступеня окиснення.

Таблиця А.1 – Методи одержання та деякі властивості сполук простих речовин з Оксигеном

Атомний номер	Елемент	Утворені сполуки	Характеристика утворених сполук
1	2	3	4
1	Н	H_2O , H_2O_2	H_2O одержують шляхом синтезом з простих речовин за температури 300 °С. З підвищенням температури швидкість реакції збільшується, і за температури 1 000 °С реакція супроводжується вибухом. Рідка вода в тонких шарах безбарвна; найбільша густина її спостерігається за 3 °С; майже не проводить електричного струму й характеризується найвищою з усіх рідин та твердих речовин теплоємністю. За 0 °С переходить у твердий стан. Густина льоду 0,92 г/см ³ , тобто менша, ніж води. Має високу реакційну здатність.

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
			H_2O_2 утворюється побічним методом – при взаємодії з H_2SO_4 . Становить безбарвну сиропоподібну рідину. Температура кипіння 3 978 °С. Легко розкладається навіть у присутності слідів іонів важких металів на воду й кисень. Є сильним окисником
3	Li	Li_2O , Li_2O_2	У разі спалювання літію на повітрі або в кисні утворюється Li_2O зі слідами Li_2O_2 . Li_2O – білі кубічні кристали, гігроскопічні, температура плавлення 2 760 °С, повільно взаємодіє з водою з утворенням гідроксиду літію. При горінні літію в кисні утворюється пероксид літію Li_2O_2 , що становить білі кристали, які дисоціюють за умови нагрівання до 198 °С
11	Na	Na_2O , Na_2O_2 , NaO_2	Na_2O утворюється при нагріванні металевого натрію з нітратом, нітритом або пероксидом натрію. Білі, кубічні кристали сублімуються за температури 1 275 °С, активно взаємодіють з водою Na_2O_2 утворюється внаслідок нагрівання металевого натрію в кисні за 460 °С, розкладається з виділенням кисню, активно взаємодіє з водою, за підвищених температур та тиску Na_2O_2 взаємодіє з киснем з утворенням надпероксиду
19 37 55	K Rb Cs	Me_2O , Me_2O_2 , MeO_2	Оксиди Me_2O утворюються при повільному нагріванні металів з надлишком кисню в срібному тиглі або в разі взаємодії металів із нітратами, пероксидами чи надпероксидами відповідних металів. Становить кристали, забарвлені в жовтий колір. Інтенсивність кольору збільшується при переході від К до Cs. Активно взаємодіє з водою. При нагріванні розкладається на пероксида та метали. Пероксида й надпероксида утворюються в результаті горіння металів в кисні. Жовті кристали плавляться за температури 400–515 °С. Активні окисники. Стійкість пероксидів та надпероксидів зростає від К до Cs
29 47 79	Cu Ag Au	Me_2O , MeO , Me_2O_3	Оксиди Me_2O утворюються побічним методом – при взаємодії солей відповідних металів (у присутності відновника для міді). Cu_2O та Ag_2O – діамантні кубічні кристали коричневого кольору, Au_2O – фіолетовий порошок. Cu_2O за температури 1 025 °С перетворюється в CuO , понад 1 050 °С – дисоціює Ag_2O розкладається на елементи за 200 °С, а Au_2O за 225 °С диспропорціонує за рівнянням $3\text{Au}_2\text{O} = 4\text{Au} + \text{Au}_2\text{O}_3$. Не розчиняється у воді, розчиняється в амоніаку. CuO утворюється при безпосередньому окисненні міді, AgO – при анодному окисненні, а також побічними методами. Це, відповідно, чорний та сіро-чорний порошки, які не розчиняються у воді, розчинні в концентрованих кислотах. Оксид AuO невідомий. Оксиди Me_2O_3 одержують побічними методами. Cu_2O_3 – червоні кристали, Au_2O_3 – коричневі. При нагріванні розкладаються

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
4	Be	BeO	Утворюється під час горінні порошку берилію в кисні. BeO – амфотерний оксид, не розчиняється у воді. Плавиться за температури 2 530 °С. За температури 800 °С перетворюється у високотемпературну модифікацію, нерозчинну в розчинах кислот та основ, важко розкладається в розтопах солей
12 20 38 56 88 30 48 80	Mg Ca Sr Ba Ra Zn Cd Hg	MeO, MeO ₂ , MeO ₄ MeO, MeO ₂ , Hg ₂ O, HgO, HgO ₂	Фази MeO утворюються під час горіння в кисні, а також у разі термічного розкладання кисневмісних солей. Білі порошки з температурою плавлення 1 927– 2 727 °С. Розчиняються у воді з утворенням гідроксидів, основний характер яких зростає при переході від Mg(OH) ₂ до Ba(OH) ₂ . Пероксиди MeO ₂ утворюються при дії кисню на розчини металів в амоніаку. Білі порошки, важко розчинні у воді, розчинні в кислотах. При нагріванні розкладаються. Надпероксиди MeO ₄ окремо не виділені, але в певних умовах одержані суміші xE(OH) ₂ ·4E(O ₂) ₂ , які містять до 40 % Ca(O ₂) ₂ , 30 % Sr(O ₂) ₂ та 11 % Ba(O ₂) ₂ MeO утворюються при горінні відповідних металів у кисні. ZnO – порошок білого кольору, CdO – коричневого, HgO – яскраво-червоного. У воді не розчиняються, розчиняються в кислотах та лугах з утворенням солей, тобто мають амфотерний характер. Температура плавлення 1 427–2 000 °С Пероксидні сполуки складу MeO ₂ утворюються при обробці гідроксидів безводним пероксидом водню. Нестійкі, легко відщеплюють Оксиген. Оксид гідраргіриту Hg ₂ O утворюється внаслідок дії лугів на дигідраргірумні солі. Оливково-зелений порошок, легко розкладається під дією світла та тепла на HgO та Hg
13	Al	Al ₂ O, AlO, Al ₂ O ₃	Оксиди Al ₂ O та AlO існують за температур понад 1 000 °С у вигляді газоподібних молекул. Al ₂ O ₃ утворюється при горінні металевого алюмінію. Існує у вигляді двох поліморфних модифікацій: α-Al ₂ O ₃ розчинна в кислотах, стійка за високих температур, має високу твердість, стійка до дії води та кислот; γ-Al ₂ O ₃ гігроскопічна, розчинна в кислотах
31 49 81	Ga In Tl	Me ₂ O, Me ₂ O ₃	Оксиди Ga ₂ O та In ₂ O одержують побічними методами – при взаємодії Ga ₂ O ₃ з Ga, In ₂ O ₃ – з H ₂ ; Tl ₂ O – при нагріванні металевого талію до 140 °С. Ga ₂ O – коричнево-чорний порошок, важкорозчинний у воді, розчиняється в лугах та кислотах. За температури 700 °С розкладається на Ga ₂ O ₃ та Ga. In ₂ O – чорні кристали, розчиняються в розведених кислотах. Tl ₂ O – чорні кристали, легко розчиняються у воді, етанолі та кислотах. Оксиди Me ₂ O ₃ утворюються при нагріванні металів на повітрі або в кисні Ga ₂ O ₃ існує у вигляді двох поліморфних модифікацій: високотемпературної α-Ga ₂ O ₃ та низькотемпературної γ-Ga ₂ O ₃ . In ₂ O ₃ існує в одній формі, у вигляді жовтого порошку. Tl ₂ O ₃ – темно-коричневий порошок, за температури 100 °С втрачає оксиген, переходячи в Tl ₂ O. γ-Ga ₂ O, In ₂ O ₃ та Tl ₂ O ₃ розчинні в кислотах

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
21 39 57 58 59 60 61 62 63 64 65 66 67 68 69 70 71 90	Sc Y La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tu Yb Lu Th	Me_2O_3 Ce_2O_3 , CeO , Pr_2O_3 , Pr_6O_{11} , PrO_2 Me_2O_3 , MeO Tb_4O_7 , TbO_2 , Tb_2O_3 , Me_2O_3 YbO , Yb_2O_3 , Lu_2O_3 , ThO_2 , ThO	Найстійкіші оксиди Me_2O_3 , які утворюються при окисненні металів на повітрі за температури понад 200 °С. Тугоплавкі сполуки з температурою плавлення понад 2 000 °С. Оксиди, одержані шляхом прожарювання за низьких температур гідроксидів або солей, легко розчиняються в кислотах, мають основний характер, який зменшується при переході від La до Lu. Оксиди нижчих валентностей менш властиві лантаноїдам. ThO_2 утворюється при нагріванні металевого торію в кисні. Температура плавлення 3 150 °С. Відзначається високою жаростійкістю. Не розкладається розведеними мінеральними кислотами та лугами навіть при сплавленні. Переводять у розчин шляхом нагрівання з концентрованою H_2SO_4 або завдяки сплавленню з $KHSO_4$. При розчиненні торію в концентрованій HCl без доступу повітря внаслідок побічної реакції $Th + H_2O = ThO + H_2$ утворюється оксид ThO . Температура плавлення 1 900 °С
91	Pa	PaO_2 , Pa_2O_5	PaO_2 утворюється при дії водню на Pa_2O_5 за температури 1 500 °С. Чорний порошок, нерозчинний у мінеральних кислотах. Pa_2O_5 утворюється при нагріванні протактинію в кисні
92	U	UO , UO_2 , U_2O_5 , U_3O_8 ,	При нагріванні урану в кисні утворюється оксид U_3O_8 . Усі оксидні фази утворюються побічними методами шляхом різноманітних окисно-відновних реакцій. Основні оксиди: UO_2 – кори чнево-чорний порошок, склад якого змінюється від UO_2 до $UO_{2,25}$; U_3O_8 – зеленувато-чорного кольору; жовтувато-помаранчевого – UO_3
		UO_3	Кожен із цих оксидів має різні кристалічні модифікації, що відрізняються за термодинамічною та термічною стійкістю. Усі оксиди легко розчиняються в HNO_3 . При розчиненні урану в концентрованій HCl без доступу повітря утворюється UO за допомогою побічної реакції $U + H_2O = UO + H_2$. Температура плавлення UO приблизно становить 2 500 °С
93	Np	NpO , NpO_2 , Np_2O_5 , Np_3O_8	Усі оксиди одержують побічними методами – шляхом термічного розкладання солей або внаслідок окисно-відновних реакцій. NpO_2 – порошок зеленого кольору. Температура плавлення 2 300 °С. Розчиняється в концентрованих кислотах. За температури 400 °С під дією NO_2 переходить у Np_3O_8 , коричневий порошок; за температури 600 °С розкладається з утворенням NpO_2 та виділенням кисню
94	Pu	PuO , Pu_2O_3 , PuO_2	Утворюються при термічному розкладанні солей. PuO_2 – жовтий порошок, температура плавлення 2 100 °С. При прожарюванні у вакуумі до 1 800 °С перетворюється у Pu_2O_3 . У мінеральних кислотах розчиняється важко

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
95	Am	AmO ₂ AmO, Am ₂ O ₃	AmO ₂ утворюється внаслідок термічного розкладання солей, чорний порошок. При прожарюванні його у водні за температури 600 °С утворюється помаранчево-червоний оксид Am ₂ O ₃ , при нагріванні у водні за 800 °С – чорний AmO
96	Cm	Cm ₂ O ₃ , CmO ₂	Cm ₂ O утворюється при нагріванні до температури 650 °С оксалату кюрію в суміші озону з киснем. Порошок чорного кольору. За температури 600 °С у високому вакуумі перетворюється в білу Cm ₂ O ₃
6	C	C ₃ O ₂ , CO, CO ₂	C ₃ O ₂ – недооксид Карбону, утворюється внаслідок дегідратації маленової кислоти фосфорним ангідридом у вакуумі за температури 130–150 °С. Газувата речовина, за кімнатної температури полімеризується з утворенням твердих речовин від жовтого до фіолетового кольору. CO утворюється при згорянні вугілля в умовах нестачі кисню. Безбарвний газ, нерозчинний у кислотах і лугах, малорозчинний у воді за підвищених температур. Сильний відновник, схильний до реакцій приєднання з киснем, хлором, сіркою, деякими металами. CO ₂ утворюється при згорянні вугілля в умовах надлишку кисню. Безбарвний газ, під тиском 6,0 МПа переходить у безбарвну рідину, при сильному охолодженні – у тверду снігоподібну масу. Добре розчиняється у воді. Хімічно інертний і взаємодіє лише з сильними основами
14	Si	SiO, SiO ₂	SiO утворюється при взаємодії SiO ₂ з Si за температури понад 1 100 °С. За цих умов SiO газуватий і переходить у твердий стан за умови швидкого охолодження. Твердий SiO – дрібнодисперсний порошок коричневого кольору. За кімнатної температури повільно окиснюється киснем, за температури 500 °С повністю окиснюється. Розчиняється в розчинах лугів. SiO ₂ одержують синтезом із простих речовин із великим виділенням тепла. Безбарвні кристали, важкоплавкі. Не розчиняються у воді та мінеральних кислотах, за винятком HF. Розчиняється в лугах при спіканні. Зустрічається у вигляді декількох кристалічних форм – кварцу, тридиміту, кристобаліту
32 50	Ge Sn	MeO, MeO ₂	Оксиди MeO одержують побічними методами: GeO при реакції Ge + CO ₂ (температура 700–900 °С), а SnO – при реакції SnCl ₂ + NaOH
			Це чорні порошки, майже нерозчинні у воді. GeO погано розчиняється у HCl; SnO розчиняється в кислотах. Оксиди MeO ₂ утворюються при нагріванні металів на повітрі. GeO ₂ існує у вигляді двох модифікацій. Перша – розчинна у воді, гарячому розчині лугів, взаємодіє з HCl та HF, повільно розчиняється в розчині лугу та не взаємодіє з HCl та HF. SnO ₂ існує у вигляді трьох модифікацій: α-SnO ₂ , яку одержують шляхом гідролізу сполук чотиривалентного олова, легко розчиняється у розчинах кислот та основ; β-SnO ₂ одержують, діючи HNO ₃ на Sn, хімічно інертний

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
82	Pb	PbO, Pb ₃ O ₄ , PbO ₂	<p>PbO утворюється при окисненні розтопленого свинця на повітрі. Існує у вигляді двох модифікацій: до температури 489 °С – червона модифікація (глет), за більш високої температури – жовта (масикот). У воді розчиняється важко, взаємодіє з кислотами та концентрованими розчинами лугів.</p> <p>Pb₃O₄ одержують побічними методами – термічним розкладанням солей – або нагріванням суміші PbO з окисниками. Pb₃O₄ містить Плюмбум у ступені окиснення +2 та +4. Червоний порошок, важко розчинний у воді, взаємодіє з кислотами. На повітрі за температури понад 565 °С розкладається з утворенням PbO та виділенням кисню. PbO₂ одержують окисненням сполук двовалентного Плюмбуму в лужному середовищі. Коричневий порошок. Важко розчиняється у воді, добре – у концентрованих кислотах. Активно взаємодіє при нагріванні з основними оксидами. У наслідок нагрівання розкладається, має сильні окисні властивості</p>
22	Ti	TiO, Ti ₂ O ₃ , Ti ₃ O ₅ , TiO ₂	<p>TiO утворюється при нагріванні у вакуумі TiO₂ з титаном, Карбоном, Магнієм, Цинком. Золотаво-жовтий порошок, температура плавлення 1 750 °С, розчиняється в розведених H₂SO₄ та HCl. Ti₂O₃ утворюється при нагріванні TiO₂ з вугіллям за температури 770 °С. Фіолетовий порошок, температура плавлення 2 127 °С, погано розчиняється у воді, але добре в H₂SO₄. Ti₃O₅ утворюється в наслідок відновлення TiO₂ магнієм або Карбоном. Порошок блакитного кольору.</p> <p>TiO₂ утворюється при горінні титану в кисні. Існує у вигляді трьох модифікацій – рутилу, анатазу та бруніту. Білий порошок, температура плавлення 1 855 °С, не розчиняється у воді, розведених розчинах кислот і лугів; розчиняється у концентрованих H₂SO₄; розкладається при плавленні з гідроксидами або карбонатами лужних металів</p>
40 72	Zr Hf	MeO ₂	<p>Утворюються при горінні металів у кисні або в наслідок термічного розкладання солей чи гідроксидів металів. Відомі три модифікації ZrO₂: моноклінна, стійка до температури 1 000 °С; тетрагональна, стійка за температури понад 1 900 °С та кубічна, стійка за температури понад 1 900 °С. Білі важкоплавкі порошки з температурою плавлення, близькою до 2 227 °С. У воді не розчиняються, стійкі щодо хімічних реагентів. Розкладаються при дії HF та розведених лугів. Має амфотерні властивості, при переході від ZrO₂ до HfO₂ основний характер посилюється</p>

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
7	N	N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂ , N ₂ O ₄ , N ₂ O ₅	<p>N₂O утворюється при термічному розкладанні NH₄NO₃ за температури 250–260 °С. Безбарвний газ. За кімнатної температури інертний. При нагріванні взаємодіє з лужними металами, органічними сполуками. У воді розчиняється, але не взаємодіє. За температури понад 500 °С розкладається. NO утворюється шляхом синтезу з простих речовин за дуже високих температур, а також побічними методами – дією відновників на солі нітратної або нітритної кислот. Безбарвний газ. Властива здатність до реакцій приєднання: активно взаємодіє з киснем з утворенням NO₂, з фтором, хлором та бромом з утворенням NOF, NOCl, NOBr; у воді мало розчиняється</p> <p>N₂O₃ утворюється внаслідок взаємодії NO з O₂ або NO з NO₂. Рідкий N₂O₃ – інтенсивно синього кольору. За температури – 100 °С замерзає. У газуватому та рідкому станах значно дисоційований</p> <p>NO₂ утворюється внаслідок взаємодії NO з киснем. Червоно-бурий газ, легко згущується в рідину, яка кипить за 21 °С. За температури, нижчої від 140 °С NO₂ димеризується у N₂O₄. NO₂, сильний окисник, з водою утворює HNO₃, з лугами взаємодіє з утворенням суміші нітрату та нітриту</p> <p>N₂O₅ утворюється при дегідратації HNO₃ фосфорним ангідридом. Безбарвні кристали. Розчиняється у воді з утворенням HNO₃. Сильний окисник</p>
15	P	P ₂ O ₃ , PO ₃ , P ₂ O ₅	<p>P₂O₃ утворюється при горінні фосфору в умовах нестачі кисню. Правдива формула цього оксида – P₂O₆. Летка безбарвна речовина. Температура плавлення 24 °С. Легко окиснюється до P₂O₅. Взаємодіє з холодною водою з утворенням H₃PO₃ та з гарячою водою з утворенням H₃PO₄. Добре розчиняється в органічних розчинниках. При нагріванні за температури понад 210 °С розкладається з утворенням PO₂ та виділенням червоного фосфору. PO₂ (P₂O₄) – безбарвні кристали, за температури понад 180 °С сублімуються. P₂O₅ (P₄O₁₀) утворюється при згорянні фосфору в надлишку кисню. Існує у вигляді трьох кристалічних поліморфних модифікацій, в аморфному та склоподібному станах. Біла кристалічна речовина, сублімується за температури 360 °С. Характерна властивість P₂O₅ – здатність поглинати вологу</p>
33 51 83	As Sb Bi	Me ₂ O ₃ , Me ₂ O ₄ , Me ₂ O ₅	<p>Оксиди Me₂O₃ утворюються при нагріванні металів на повітрі. As₂O₃ та Sb₂O₃ – порошки білого кольору, Bi₂O₃ – жовтого. As₂O₃ розчинний у воді, Sb₂O₃ та Bi₂O₃ майже нерозчинні. As₂O₃ має кислотний характер. Sb₂O₃ – амфотерний, Bi₂O₃ – основний. При нагріванні на повітрі Sb₂O₃ або Sb₂O₅ утворюється Sb₂O₄. Подібні оксиди для As та Bi мало характерні. Me₂O₅ утворюються побічними методами – дією сильних окисників на сполуки тривалентних металів. As₂O₅ – склоподібна маса, яка розпливається на повітрі, Sb₂O₅ – жовтий порошок, у воді мало розчинний</p> <p>Bi₂O₅ – темно-коричневий порошок. Кислотні властивості послаблюються при переході від As₂O₅ до Bi₂O₅</p>

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
23	V	VO, V ₂ O ₃ , VO ₂ , V ₂ O ₅	<p>Нижчі оксиди VO, V₂O₃ та VO₂ утворюються при відновленні V₂O₅ різними відновниками. VO – порошок чорного кольору, електропровідний, погано розчиняється у воді, має основний характер – добре розчиняється в кислотах. При нагріванні у вакуумі розкладається на V₂O₃ та V.</p> <p>V₂O₃ – чорний порошок, температура плавлення 1 970 °С, погано розчиняється у воді, має слабо основний характер.</p> <p>VO₂ – темно-синій порошок, плавиться за температури 1 545 °С у середовищі азоту; у воді розчиняється дуже погано, розчиняється в кислотах та розчинах лугів, тобто має амфотерні властивості.</p> <p>V₂O₅ утворюється при горінні металевого ванадію в кисні. Помаранчевий порошок із температурою плавлення 670 °С; важко розчиняється у воді, легко розчиняється в концентрованих кислотах та розчинах лугів, тобто має амфотерні властивості</p>
41 73	Nb Ta	MeO, MeO ₂ , Me ₂ O ₅	<p>Надійних даних про TaO та TaO₂ не існує. Сполуки MeO та MeO₂ відомі для ніобію. Вони утворюються шляхом відновлення вищих оксидів Me₂O₅. NbO – чорний порошок із температурою плавлення 1 915 °С, розчиняється у HF, HCl, H₂SO₄ + HF</p> <p>NbO₂ – чорно-синій блискучий порошок, погано розчиняється в кислотах та лугах. Me₂O₅ утворюється при нагріванні металевго ніобію в кисні. Існує у вигляді двох кристалічних модифікацій. Температура плавлення Nb₂O₅ 1 495 °С; Ta₂O₅ – 1 620 °С. Не розчиняються у воді, кислотах та розчинах лугів. Розкладаються при сплавленні з лугами, утворюючи ніобати й танталати</p>
34 52	Se Te	Me ₂ O, MeO ₂ , MeO ₃ , MeO ₄ , Me ₂ O ₇	<p>Me₂O відомий тільки для Сульфуру. Одержують шляхом спалювання сірки у потоці кисню за низького тиску та побічними методами. Безбарвний газ, розкладається водою, взаємодіє з металами. MeO₂ утворюється при згорянні простих речовин у кисні. SO₂ – безбарвний газ, розчиняється у воді з утворенням сульфітної кислоти H₂SO₃, сильний відновник. SeO₂ та TeO₂ – безбарвні кристалічні речовини. SeO₂ легко розчиняється у воді, TeO₂ – важко. Є кислотними ангідридами. З оксидів типу MeO₃ – SO₃ – одержують: шляхом взаємодії з киснем за високих температур у присутності каталізаторів; SeO₃ та TeO₃ – побічними методами. SO₃ – газ, при охолодженні переходить у безбарвну прозору масу, а потім – у білі шовковисті кристали. Є кислотним ангідридом. Сильний окисник. SeO₂ – безбарвна кристалічна речовина, добре розчинна у воді</p> <p>TeO₃ – жовті кристали, у воді нерозчинні, розчиняються в концентрованих розчинах лугів. Пероксиди відомі лише для Сульфуру. При дії жевріючого розряду на охолоджену суміш (SO₂ + O₂) утворюється SO₄ – біла кристалічна речовина. За температури 3 °С вона плавиться в маслянисту рідину S₂O₇, що твердне за температури 0 °С</p>

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
24	Cr	CrO, Cr ₂ O ₃ , CrO ₃	CrO утворюється при взаємодії хрому із сумішшю водню з водяною парою за температури 1 100 °С. Чорний порошок, не розчиняється в HNO ₃ , H ₂ SO ₄ та HCl, за температури 700 °С розкладається. Cr ₂ O ₃ утворюється при горінні хрому в кисні. Порошок – зеленого кольору, температура плавлення 2 777 °С. Сильно прожарений оксид не розчиняється у воді, кислотах та розчинах лугів. За звичайних умов – амфотерний оксид, розчинний у кислотах та розчинах лугів CrO ₃ одержують побічними методами стійкіших сполук. Темно-червоний порошок, кислотний ангідрид, є сильним окисником, розчиняється у воді. За температури 200 °С розкладається на Cr ₂ O ₃ з виділенням кисню
42 74	Mo W	MeO ₂ , MeO ₃ , Me _n O _{3n-1}	MeO ₂ одержують шляхом відновлення MeO ₃ воднем. Порошки темно-коричневого кольору, температура плавлення 1700 °С. Не розчиняються у воді, кислотах-неокисниках і розчинах лугів. Нітратною (V) кислотою окиснюються до MeO ₃ . MeO ₃ утворюється при окисненні металів. MeO ₃ – зеленкувато-білий порошок з температурою плавлення 794 °С, за температури понад 600 °С сублімується, розчиняється у HCl та H ₂ SO ₄ , у водних розчинах лугів. WO ₃ – порошок жовтого кольору з температурою плавлення 1470 °С. За температури понад 800 °С сублімується, не розчиняється у воді та мінеральних кислотах, за винятком HF. Розчиняється у водних розчинах лугів. Проміжні оксиди Mo ₄ O ₁₁ , Mo ₈ O ₂₃ , Mo ₄ O ₂₆ , WO _{2,9} , WO _{2,72} утворюються при відновленні вищих оксидів воднем. Порошки забарвлені в сині та фіолетові кольори, важко розчиняються у воді, кислотах і розчинах лугів
9	F	O ₂ F ₂ , OF ₂	O ₂ F ₂ утворюється при дії слабкого електричного розряду на охолоджену газувату суміш фтору та кисню. Газуватий O ₂ F ₂ забарвлений у бурий колір, рідкий – у вишнево-червоний, твердий – у помаранчевий. Температура плавлення –163 °С. OF ₂ одержують побічним методом – шляхом пропускання фтору крізь 2 %-й розчин NaOH, за температури –270 °С – затвердіває. Не розчиняється у воді, розкладається в лугах
17	Cl	Cl ₂ O, ClO ₂ , Cl ₂ O ₆ , Cl ₂ O ₇	Усі оксиди хлору одержують побічними методами. Cl ₂ O або ClO ₂ – жовтуваті гази, при нагріванні легко вибухають, розкладаючись, розчинні у воді та розчинах лугів Cl ₂ O ₆ – червона, схожа на олію рідина, взаємодіє з водою та розчинами лугів. Cl ₂ O ₇ – найстійкіших сполука, безбарвна масляниста рідина. Взаємодіє з водою та розчинами лугів
35	Br	Br ₂ O, BrO ₂ , BrO ₄	Усі оксиди одержують побічними методами. Br ₂ O – червоно-коричнева рідина, розкладається за температури –40 °С. BrO ₂ – тверда речовина жовтого кольору, розкладається за температури 0 °С BrO ₃ – біла тверда речовина, стійка до температури – 40 °С
53	I	I ₂ O ₅	Утворюється при розкладанні HIO ₃ за температури 195 °С. Білий порошок, стійкий до температури 300 °С, розчиняється у воді з утворенням HIO ₃

Продовження таблиці А.1

1	2	3	4
25	Mn	MnO, MnO ₃ , Mn ₃ O ₄ , MnO ₂ , Mn ₂ O ₇	Утворюються шляхом нагрівання металевого марганцю в кисні за різних температур та побічними методами. MnO – порошок зеленого кольору з температурою плавлення 1 780 °С, майже не розчиняється у воді, розчиняється у кислотах Mn ₂ O ₃ – коричнево-чорний порошок, при нагріванні на повітрі перетворюється у Mn ₃ O ₄ . Розкладається в H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HF, розчинах лугів. Mn ₃ O ₄ залежно від способу одержання має жовтий, червоно-коричневий або чорний колір. MnO ₂ – чорна речовина, амфотерна, має окисні та відновні властивості залежно від партнерів по взаємодії Mn ₂ O ₇ – зелено-чорна масляниста рідина (температура плавлення 0 °С). За температури понад 50 °С розкладається з вибухом на Mn ₂ O ₃ та кисень, має кислотний характер, сильний окисник
43 75	Re Tc	MeO ₂ , MeO ₃ , Me ₂ O ₇	MeO ₂ одержують шляхом термічного розкладання солей. Коричнево-чорні порошки, киснем окиснюються до Me ₂ O ₇ . MeO ₃ – порошки червоного кольору, при нагріванні на повітрі окиснюються до Me ₂ O ₇ . Не взаємодіє з водою, кислотами та розчинами лугів. Me ₂ O ₇ утворюється шляхом нагрівання металу в кисні. Порошки жовтого кольору з температурою плавлення: Te ₂ O ₇ – 120 °С, Re ₂ O ₇ – 304 °С. Розчиняються у воді з утворенням кислот
26	Fe	FeO, Fe ₂ O ₃ , Fe ₃ O ₄	FeO утворюється при нагріванні Fe ₂ O ₃ в середовищі водню або оксиду Карбону. Чорний порошок, температура плавлення 1 360 °С. Важко розчиняється у воді та розчинах лугів, легко – в кислотах. Fe ₂ O ₃ існує у вигляді трьох поліморфних модифікацій. Червоний порошок. Температура плавлення 1 550 °С, у воді не розчиняється. Розчинність у кислотах залежить від температури та часу прожарювання Fe ₃ O ₄ – чорний порошок, температура плавлення 1 538 °С. Практично не розчиняється у воді, кислотах та розчинах лугів
27 28	Co Ni	MeO, Me ₃ O ₄	Оксиди типу MeO утворюються при нагріванні металів у кисні. Сіро-зелені порошки. Температура плавлення становить 1 195 та 1 957 °С відповідно для CoO та NiO. Погано розчиняються у воді, мають основні властивості, розчиняються в мінеральних кислотах. Фаза Me ₃ O ₄ характерна для кобальту. Утворюється при нагріванні на повітрі CoO за температури 700 °С. Порошок сірувато-чорного кольору
44	Ru	RuO ₂ , RuO ₄	RuO ₂ утворюється при нагріванні порошку рутенію в кисні за 600 °С. Сині кристали з температурою плавлення 1 955 °С. Нерозчинний у воді та кислотах, при нагріванні відновлюється воднем та СО до Ru. RuO ₄ утворюється внаслідок нагрівання металевого рутенію в кисні за температури понад 1 000 °С. Золтаво-жовті кристали, температура плавлення 26 °С. За температури менш ніж 108 °С розкладається з вибухом на RuO ₂ та кисень. Сильний окисник. Розчиняється в лугах з утворенням рутенатів

Закінчення таблиці А.1

1	2	3	4
45	Rh	Rh ₂ O ₃	Rh ₂ O ₃ утворюється в наслідок нагрівання металевого родію в кисні. Зелений порошок, майже не розчиняється у воді, кислотах, «царській водці». Воднем при нагріванні відновлюється до металу, за 1 200 °С розкладається на прості речовини
46	Pd	PdO	PdO утворюється в разі нагрівання металевого паладію в кисні та побічними методами. Чорний порошок, не розчиняється у воді та кислотах, за температури 877 °С розкладається
76	Os	OsO ₂ , OsO ₄	OsO ₂ утворюється шляхом відновлення OsO ₄ воднем. Чорний порошок, нерозчинний у воді, розчиняється в HCl, окиснюється при нагріванні на повітрі. OsO ₄ утворюється внаслідок нагрівання металу в кисні, світло-жовтий порошок, температура плавлення 42 °С, розчиняється у воді, спирті та етері
77	Ir	Ir ₂ O ₃ , IrO ₂	Ir ₂ O ₃ одержують побічними методами: шляхом термічного розкладання солей. Темно-синій порошок, нерозчинний у воді, розчиняється в H ₂ SO ₄ , за температури понад 400 °С розкладається IrO ₂ утворюється при нагріванні порошку іридію в кисні за 700 °С. Чорний порошок, нерозчинний у воді, HNO ₃ та H ₂ SO ₄ , розчиняється в HCl з утворенням H ₂ IrCl ₆
78	Pt	PtO, PtO ₂	PtO утворюється внаслідок нагрівання губчастої платини в кисні за 450 °С. Сіро-чорний порошок, нерозчинний у кислотах, окрім суміші HNO ₃ та HCl PtO ₂ одержують побічним методом. Темно-коричневий порошок, нерозчинний у воді

ДОДАТОК Б

Взаємодія елементів з сульфуром

Сульфур взаємодіє з усіма елементами Періодичної системи (за винятком інертних газів) з утворенням сульфідів. Селен і телур утворюють з ним лише тверді розчини.

Сульфіди – безпосередні сполуки Сульфуру з електропозитивними елементами, насамперед із металами, а також із неметалами, що є більш електропозитивними, ніж Сульфур (Бор, Силіцій, Германій, Фосфор, Арсен).

Сульфіди можна розглядати як солі сульфідної кислоти, яка, будучи двоосновною, утворює дві групи сульфідів: 1) нормальні (двозаміщені) MeS ; 2) кислі, або ж гідросульфіди, $MeHS$. Крім цього, ряд елементів утворюють з Сульфуром полісульфіди Me_2S_x , становлять собою солі полісульфідного гідрогена H_2S_x .

За типами хімічного зв'язку та фізико-хімічними властивостями сульфіди поділяють на чотири групи: 1) сульфіди сильно електропозитивних елементів, які мають валентні s -електрони (лужні, лужноземельні, метали підгрупи Купруму та Цинку); 2) сульфіди перехідних металів з d -електронним шаром, який добудовується, та валентними s -, d -електронами (перехідні метали III–VII груп та метали VIII групи Періодичної системи); 3) сульфіди елементів із f -електронним шаром, який добудовується (лантаніди та актиноіди); 4) сульфіди елементів, які мають валентні s -, p -електрони з високою електронегативністю.

Сульфіди сильно електропозитивних металів, які мають валентні s -електрони, мають змішаний іонно-ковалентний зв'язок, що зумовлює відоме узагальнення їхніх фізико-хімічних властивостей. Сульфіди металів цієї групи, особливо лужних і лужноземельних, утворюються з елементів із виділенням великої кількості тепла, до того ж кількість тепла на атом Сульфуру зменшується зі збільшенням відносного вмісту Сульфуру в сульфідах; поряд з цим зменшуються також термічна та хімічна стійкість.

Перехідні метали з d -електронним шаром, який добудовується, утворюють із Сульфуром сульфіди Me_2S , MeS , Me_3S_4 , Me_2S_3 , MeS_2 , MeS_3 . Багато з цих сульфідів мають області гомогенності, тобто є сполуками змінного складу.

Лантаніди та актиноіди утворюють із Сульфуром сульфіди, що відповідають формулам: MeS , Me_3S_7 , Me_3S_4 , Me_2S_3 , MeS_2 , а також близькі до

них за властивостями, будовою та типами хімічного зв'язку оксисульфідів Me_2O_2S та $MeOS$ (останні більш властиві актиноїдам).

Усі елементи, що мають валентні *s*-, *p*-електрони, зокрема напівметали та неметали (B, Al, Si, P, Ga, Ge, As, Sb, Bi, In, Tl, Pb), утворюють сульфідів, які можна назвати ковалентними за переважним типом зв'язку в них. Ковалентні сульфідів є напівпровідниками з відповідними фізичними властивостями; більшість їх має помірні температури плавлення та невисокі теплоти утворення з елементів.

Таблиця Б.1 – Методи одержання та деякі властивості сполук простих речовин із Сульфуром

Атом- ний номер	Еле- мент	Утворені сполуки	Характеристика утворених сполук
1	2	3	4
1	H	H_2S , H_2S_x ($x = 2\div 8$)	H_2S зазвичай отримують шляхом дії кислот на сульфідів або синтезом з елементів за підвищених температур. H_2S є безбарвним газом з характерним запахом, дуже їдкий, добре розчинний у воді, є сильним відновником. Розчин H_2S у воді – це слабка двоосновна кислота. H_2S_x – полісульфідні гідрогени або сульфани утворюються при додаванні до $(NH_4)_2S_x$ надлишку розчину HCl ; важка жовта рідина, що легко розкладається з виділенням сірки
3	Li	Li_2S , Li_2S_2 , Li_2S_4	Li_2S утворюється при взаємодії елементарних літію та сірки, а також при відновленні сульфату літію. Li_2S_2 отримують при кип'ятінні спиртового розчину $LiHS$ з сіркою. У рідкому амоніаку за низьких температур можна отримати Li_2S_4 Li_2S – жовто-зелений кристалічний порошок, який розплавляється на повітрі, з температурою плавлення $975^\circ C$
11	Na	Na_2S , Na_4S_2 , Na_4S_5 , Na_2S_3 , Na_4S_7 , Na_2S_4 , Na_4S_9 , Na_2S_5	Na_2S утворюється безпосередньою шляхом взаємодії натрію з сіркою, а також відновленням сульфату натрію вугіллям, воднем тощо. Полісульфідів натрію отримують завдяки сплавленню Na_2S із Сульфуром. Na_2S – біла, дуже гігроскопічна, кристалічна речовина з температурою плавлення $920^\circ C$. Полісульфідів натрію – дрібнокристалічні речовини, дуже гігроскопічні та чутливі до дії вологи
19	K	K_2S , K_2S_x ($x = 2\div 6$)	K_2S отримують шляхом безпосередньої взаємодії Калію та Сульфуру, завдяки сплавленню поташу з сіркою без доступу повітря. Полісульфідів калію утворюються при сплавленні K_2S з сіркою. Це – кристалічні, гігроскопічні речовини, дуже чутливі до дії вологи повтря

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
37	Rb	Rb_2S , Rb_2S_x ($x = 2\div 6$)	Rb_2S утворюється при нагріванні суміші рубідію з сіркою; полісульфіди рубідію утворюються при взаємодії Rb_2Si з сіркою
55	Cs	Cs_2S , Cs_2S_x ($x = 2\div 6$)	Cs_2S утворюється при нагріванні сірки з надлишком цезію. Полісульфіди цезію отримують шляхом нагрівання Cs_2S із сіркою
29	Cu	Cu_2S , CuS	Cu_2S та CuS – природні сполуки Купруму. Синтетичний Cu_2S можна одержати шляхом сплавлення суміші відповідних кількостей міді та сірки у вакуумованій запаяній трубці, а також при нагріванні у вакуумі CuS . CuS синтезують із суміші порошоків міді та сірки; осаджують з розчинів солей двовалентного Купруму з дигідрогенсульфідом; отримують нагріванням Cu_2S з надлишком сірки. CuS нерозчинний у воді, спирті та розведених кислотах, але розчиняється без залишку в розчині KCN
47	Ag	Ag_2S	Природна сполука Аргентуму – Ag_2S може бути синтезована сплавленням срібла та сірки у вакуумованих ампулах, пропусканням пари сірки над сріблом при нагріванні, а також осадженням дигідрогенсульфідом із розчинів солей Аргентуму. У воді та розведених кислотах практично нерозчинний
79	Au	Au_2S , AuS , Au_2S_3	Au_2S утворюється шляхом пропускання дигідроген сульфиду крізь розчин $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$, AuS – крізь нейтральний розчин AuCl_3 , Au_2S_3 – крізь охолоджений розчин HAuCl_4 . Сульфіді Ауруму нерозчинні у воді, розчиняються в «царській водці», розчинах KCN , за температури 200–250 °C розкладаються
4 12	Be Mg	BeS , MgS	Можуть бути отримані дією на метали та їхні солі дигідрогенсульфіду або сульфиду Карбону (IV). Гідролізуються вологою повітря, енергійно реагують з водою, розкладаються кислотами. Належать до важкоплавких сульфідів, їх температура плавлення понад 2 000 °C
20 38 56	Ca Sr Ba	MeS , MeS_x	MeS можуть бути отримані дією суміші водню та сульфиду Карбону (IV) на оксиди або карбонати металів. MeS_x утворюються при спільному плавленні металів та сірки або при їхній взаємодії в рідкому NH_3 . CaS , SrS , BaS належать до важкоплавких сульфідів, мають люмінісцентні властивості
30 48 80	Zn Cd Hg	ZnS , CdS , HgS	ZnS , CdS , HgS – природні сполуки цинку, кадмію, ртуті. Осаджуються дигідрогенсульфідом, тіомочевиною тощо. З розчинів солей металів, утворюються при безпосередній взаємодії елементів, а також дією дигідрогенсульфіду на метали, їхні оксиди та солі
21	Sc	ScS , Sc_2S_3 , $\text{Sc}_{1,37}\text{S}_2$	Утворюються безпосередньою шляхом взаємодії елементів. Sc_2S_3 одержують також дією дигідрогенсульфіду на оксид або хлорид скандію. Sc_2S_3 не реагує з водою та розведеними лугами, реагує з сильними кислотами

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
39	Y	YS, Y ₂ S ₃ , Y ₅ S ₇ , Y ₂ S ₄	YS одержують при взаємодії Y ₂ S ₃ з алюмінієм у вакуумі. Y ₂ S ₃ утворюється дією H ₂ S на оксид ітрію або на його хлорид. Y ₅ S ₇ здобувають плавленням YS ₂ у вакуумі. Y ₂ S ₄ одержують нагріванням суміші Y ₂ S ₃ з сіркою в запаяній ампулі. Усі сульфіді ітрію плавляться за температури понад 1 600 °C
57 58 59 60 62	La Ce Pr Nd Sm	MeS, Me ₃ S ₄ , Me ₂ S ₃ , Me ₂ S ₄	Загальним методом для отримання сульфідів різного складу є синтез з елементів. MeS одержують шляхом відновлення сульфідів складу Me ₂ S ₃ металом (Me ₂ S ₃ + Me = 3MeS), алюмотермічним відновленням суміші Me ₂ S ₃ та Me ₂ O ₂ S у вакуумі, а також взаємодією суміші Me ₂ S ₃ та Me ₂ O ₃ з Карбоном у вакуумі. Me ₃ S ₄ утворюються при взаємодії Me ₂ S ₃ та MeS у вакуумі за температури 1 600 °C Me ₂ S ₃ одержують дією H ₂ S на метали, гідриди, оксиди, галогеніди металів. Me ₂ S ₄ утворюються внаслідок взаємодії Me ₂ S ₃ з сіркою в запаяних ампулах за температури 600 °C, за температури 620 °C вони розкладаються на Me ₂ S ₃ та сірку. MeS, Me ₂ S ₃ , Me ₃ S ₄ – важкоплавкі, стійкі проти дії розплавлених металів, легко розчиняються в кислотах, при нагріванні до 300 °C окиснюються
63	Eu	EuS, Eu ₃ S ₄ , Eu ₂ S _{3,81}	EuS утворюється при нагріванні Eu ₂ O ₃ у потоці H ₂ S за температури 1 000 °C, а також взаємодією EuCl ₂ з сіркою у потоці водню за 600 °C. Eu ₃ S ₄ отримують шляхом нагрівання суміші (3EuS + S) у запаяній ампулі за температури 600 °C. Eu ₂ S _{3,81} одержують в умовах нагрівання EuS із надлишком сірки у запаяній ампулі за 600 °C
64	Gd	GdS, Gd ₂ S ₃ , Gd ₂ S ₄	GdS утворюється внаслідок алюмотермічного відновлення суміші Gd ₂ S ₃ та Gd ₂ O ₂ S у вакуумі. Gd ₂ S ₃ отримують при дії H ₂ S на Gd ₂ O ₃ , GdCl ₃ або Gd ₂ (SO ₄) ₃ за високих температур. Gd ₂ S ₄ утворюється при взаємодії Gd ₂ S ₃ з сіркою у запаяній ампулі за температури 600 °C. Легко розчинні в кислотах, при нагріванні на повітрі окиснюються
65 67	Tb Ho	MeS– MeS _{0,75} Me ₂ S ₃	Моносульфіди тербію та гольмію з областю гомогенності MeS–MeS _{0,75} одержують унаслідок взаємодії сульфідів складу Me ₂ S ₃ із металами. Me ₂ S ₃ утворюються при дії H ₂ S на оксиди металів за температури 1 250–1 300 °C
66 68	Dy Er	MeS, Me ₂ S ₃ Me ₅ S ₇ , Me ₂ S ₄	MeS утворюються при нагріванні Me ₂ S ₃ із великим надлишком алюмінію за температури 1 500 °C у вакуумі. Me ₂ S ₃ отримують дією H ₂ S на оксиди або хлориди металів. Me ₅ S ₇ утворюється з надлишком алюмінію 20–30 % за температури 1 300 °C у вакуумі. Me ₂ S ₄ утворюється при нагріванні Me ₂ S ₃ із сіркою в запаяних ампулах за 600 °C. Сульфіді складу Me ₂ S ₃ та Me ₅ S ₇ – важкоплавкі; температура їх плавлення перевищує 1 300 °C

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
69 71	Tm Lu	MeS , Me_2S_3	Моносульфіди TmS та $LuS_{0,75}$ – $LuS_{1,25}$ утворюються внаслідок взаємодії металів з полуторними сульфідами. Полуторні сульфіди утворюються при дії H_2S на оксиди металів (у присутності графіту) за температури 1 300 °C
70	Yb	YbS , $YbS_{1,33}$, Yb_2S_3	YbS отримують шляхом нагрівання $YbS_{1,33}$ у вакуумі за температури 1 450 °C. Yb_2S_3 утворюється при дії H_2S на оксид або галогенід ітербію. Yb_2S_3 існує в трьох модифікаціях
89	Ac	Ac_2S_3	Утворюється при нагріванні оксалату або оксиду актинію у потоці H_2S у присутності графіту
90	Th	ThS , Th_2S_3 , Th_4S_7 , ThS_2	ThS утворюється при взаємодії металевого торію з сіркою. Th_2S_3 одержують дисоціацією найвищих сульфідів або їх взаємодією з розрахованою кількістю гідриду торію. Th_4S_7 утворюється дисоціацією ThS_2 або полісульфідів ThS_x та дією H_2S на ThO_2 . ThS_2 отримують дією H_2S на металевий торій, його гідрид, галогенід або ThO_2 . Сульфіди торію важкоплавкі, стійкі проти дії розплавлених металів
92	U	US , U_2S_3 , U_3S_5 , US_2 , US_3	US утворюється дією стехіометричної кількості H_2S на порошкоподібний уран за температури 400–500 °C, а також при алюмотермічному відновленні UOS за температури 1 800 °C. U_2S_3 утворюється взаємодією порошкоподібного US_2 з металевим алюмінієм, а також дією стехіометричної кількості H_2S на порошкоподібний уран. U_3S_5 утворюється при нагріванні US у вакуумі за температури 1 500 °C. US_2 одержують дією H_2S на порошкоподібний уран, а також обробкою UO_2 надлишковою кількістю H_2S у присутності графіту US_3 утворюється взаємодією US_2 з еквівалентною кількістю сірки
93	Np	NpS , Np_2S_3 , Np_2S_5 , Np_3S_5 , NpS_3	NpS одержують шляхом відновлення Np_2S_3 металевим нептунієм у вакуумі. Np_2S_3 утворюється дією суміші H_2S та CS_2 на NpO_2 за температури 1 000 °C. Np_3S_5 отримують розкладанням NpS_3 у вакуумі за температури 500 °C. При нагріванні суміші Np_3S_5 та сірки в запаяній ампулі за температури 500 °C утворюється Np_2S_5 . NpS_3 здобувають безпосередньою шляхом взаємодії металевого нептунію та сірки в запаяній трубці

Продовження додатка Б

1	2	3	4
94	Pu	PuS, Pu ₃ S ₄ , Pu ₂ S ₃	PuS утворюється внаслідок відновлення PuF ₃ парами барію в тиглі з BaS. Pu ₂ S ₃ та Pu ₃ S ₄ отримують дією H ₂ S на PuCl ₃ за температури 900 °C, а також дією H ₂ S на гідроксид плутонію в графітовому тиглі за температури 1 400 °C
95	Am	Am ₂ S ₃	Утворюється шляхом обробки AmO ₂ сумішшю H ₂ S та CS ₂ за температури 900 °C
97 98	Bk Cf	Me ₂ S ₃	Отримують взаємодією суміші H ₂ S та CS ₂ із гідроксидами металів
5	B	B ₁₂ S, B ₄ S, BS, B ₂ S ₃ , BS ₂	B ₁₂ S одержують взаємодією аморфного бору з сіркою в присутності графіту за температури 1 700 °C. B ₄ S утворюється дією H ₂ S на бор за низької температури, але він повністю розкладається за нагрівання, починаючи від температури 390 °C. BS є продуктом розкладання B ₂ S ₃ за температури 700 °C. B ₂ S ₃ утворюється безпосередньою шляхом взаємодії бору з сіркою та взаємодією бору з H ₂ S за підвищених температур. BS ₂ виявлений у газовій фазі при термічній дисоціації B ₂ S ₃
13	Al	Al ₂ S, AlS, Al ₂ S ₃	Al ₂ S виявлений у газовій фазі, утворюється взаємодією металевого алюмінію з полуторним сульфідом алюмінію при нагріванні у вакуумі. При пропусканні пари сірки над розплавленим алюмінієм за температури 1 100 °C отримують Al ₂ S ₃ , який взаємодіє з надлишком алюмінію з утворенням AlS. AlS – нестійка сполука, що легко розкладається до Al ₂ S ₃ . Al ₂ S ₃ здобувають також дією H ₂ S на алюмінієву стружку. Al ₂ S ₃ дуже нестійкий на повітрі та дуже гігроскопічний
31	Ga	Ga ₂ S, GaS, Ga ₄ S ₅ , Ga ₂ S ₃	Ga ₂ S одержують шляхом відновлення Ga ₂ S ₂ воднем або металевим галієм за підвищених температур; він також утворюється нагріванням у високому вакуумі GaS: 4GaS = Ga ₂ S ₃ + Ga ₂ S. При зберіганні на повітрі гідролізується з виділенням H ₂ S. GaS утворюється в результаті нагрівання Ga ₂ S ₃ у потоці водню, а також при безпосередній взаємодії елементів. Стійкий до дії води, майже не розчиняється в кислотах. Ga ₄ S ₅ утворюється внаслідок безпосередньої взаємодії елементів, а також при розкладанні Ga ₂ S ₃ за температури понад 950 °C. Ga ₄ S ₅ – сполука змінного складу з областю гомогенності Ga ₄ S _{4,8} –Ga ₄ S _{5,2} . Ga ₂ S ₃ одержують безпосередньою дією H ₂ S на оксид галію або пропусканням пари сірки над металевим галієм
49	In	In ₂ S, InS, In ₅ S ₆ , In ₃ S ₄ , In ₂ S ₃	In ₂ S одержують шляхом відновлення In ₂ S ₃ воднем або розкладанням InS чи In ₂ S ₃ в умовах нагрівання, а також шляхом сплавлення індію з сіркою. InS одержують нагріванням індію та сірки за температури 650 °C, а також при сплавленні суміші In ₂ S ₃ та індію, що взяті у відповідних кількостях у середовищі гелію In ₅ S ₆ , In ₄ S ₅ , In ₂ S ₃ синтезують шляхом безпосередньої взаємодії індію з сіркою в запаяних кварцевих ампулах. In ₂ S ₃ можна також отримати дією H ₂ S на оксид індію при нагріванні

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
81	Tl	Tl ₂ S, TlS	Tl ₂ S можна отримати шляхом осадження H ₂ S із розчинів тривалентного талію або з нейтральних та лужних розчинів солей тривалентного талію, а також шляхом сплавлення талію та сірки в середовищі водню в запаяній ампулі. TlS синтезують сплавленням стехіометричних кількостей талію та сірки
14	Si	SiS, SiS ₂	SiS утворюється з SiS ₂ та кремнію за високих температур у газовій фазі. У разі повільного охолодження SiS розкладається на SiS ₂ та Si. SiS ₂ одержують безпосередньою взаємодією кремнію та сірки за температури 1 200 °C; при дії H ₂ S на SiO ₂ за високих температур. На повітрі дуже нестійкий, розкладається з виділенням H ₂ S.
32	Ge	GeS, GeS ₂	Розкладається «царською водою», легко розчиняється в гарячих розчинах їдких лугів та амоніаку
50	Sn	SnS, Sn ₂ S ₃ , Sn ₃ S ₄ , SnS ₂	Сульфіди стануму різного складу можна отримати шляхом безпосередньої взаємодії стануму та сірки, що взяті у відповідному співвідношенні, у вакуумованих кварцевих ампулах. Крім цього, SnS одержують при взаємодії діоксиду Стануму з безводним роданідом Калію. Sn ₂ S ₃ утворюється внаслідок термічного розкладання SnS ₂ , а також при сплавленні SnS та SnS ₂ . SnS ₂ утворюється також при взаємодії амальгам стануму з сірковим цвітом у присутності NH ₄ Cl. Аморфний SnS ₂ осаджується дигідроген сульфідом з розчинів солей чотиривалентного стануму SnS розчиняється в концентрованій HCl та в полісульфіді амонію. Sn ₃ S ₄ розкладається перитектично за температури 710 °C, а Sn ₂ S ₃ – за 745 °C. SnS ₂ розкладається в «царській водці», розчиняється в розчинах сульфідів лужних металів та сульфиду амонію. При нагріванні на повітрі SnS ₂ повністю переходить у SnO ₂
82	Pb	PbS	PbS – природна сполука Плюмбуму (мінерал галеніт). PbS можна синтезувати з елементів, осадити з розчинів солей Плюмбуму дигідроген сульфідом або з розчину плюмбіту Натрію тіомочевиною; можна одержати шляхом нагрівання PbCO ₃ з сіркою в атмосфері сухого азоту PbS при нагріванні взаємодіє з парами води, розчиняється в розведених хлоридній та нітратній кислотах, частково розкладається в розчинах лугів
22 40	Ti Zr	Ti ₂ S, TiS, TiS _{1,1-1,5} , TiS _{1,5-2,7} , TiS ₃ , Zr ₂ S, ZrS, Zr ₂ S ₃ , ZrS ₂ , ZrS ₃	Сульфіди Ti, Zr, Hf різного складу можна одержати безпосередньою взаємодією елементів в вакуумованих кварцевих ампулах, а також при дії H ₂ S на порошки металів, оксиди або галогеніди металів. Нижчі сульфіди отримують шляхом термічного розкладання вищих сульфідів. Сульфіди цих елементів мають області гомогенності

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
72	Hf	Hf ₂ S, HfS, Hf ₂ S ₃ , HfS ₂ , HfS ₃	
7	N	S ₄ N ₄ , S ₄ N ₂	S ₄ N ₄ утворюється внаслідок взаємодії сірки з рідким амоніаком; нестійка сполука, розкладається з вибухом при нагріванні або штовху. У воді при нагріванні розкладається S ₄ N ₂ утворюється при дії CS ₂ на N ₄ S ₄ за температури 100 °C під тиском або як побічний продукт при розкладанні S ₄ N ₄ , повільно розкладається за кімнатної температури
15	P	P ₄ S ₃ , P ₄ S ₅ , P ₄ S ₇ , P ₄ S ₁₀	Утворюються при сплавленні фосфору з сіркою, взятих у відповідному співвідношенні, при взаємодії фосфіну з сіркою, при випарюванні CS ₂ із розчину, який містить фосфор та сірку. Гідролізується у вологому повітрі з виділенням фосфіна
33	As	As ₄ S ₃ , As ₄ S ₄ , As ₂ S ₃ , As ₂ S ₅	As ₄ S ₄ та As ₂ S ₃ – природні сполуки Арсену. Сульфіді різного складу можна синтезувати при взаємодії миш'яку з сіркою в вакуумованих кварцевих ампулах. As ₂ S ₃ та As ₂ S ₅ утворюються при пропусканні H ₂ S у розчин HCl, що містить три- та п'ятивалентний Арсен. Одночасно з As ₂ S ₅ випадають As ₂ S ₃ та сірка. Нерозчинні у воді та кислотах, але розчинні в розчинах лугів та (NH ₄) ₂ S з утворенням тіосолей
51	Sb	Sb ₂ S ₃ , Sb ₂ S ₅	Sb ₂ S ₃ – природна сполука; сульфіді Стибію можна одержати внаслідок сплавлення сірки із сурмою або шляхом осадження дигідроген сульфідом із підкислених розчинів три- та п'ятивалентного Стибію. Розчинні в концентрований хлоридній кислоті, розчинах лугів та (NH ₄) ₂ S
83	Bi	Bi ₂ S ₃	Bi ₂ S ₃ – природна сполука, може бути синтезована сплавленням бісмуту та сірки, дією H ₂ S на оксид бісмуту при нагріванні, а також шляхом осадження дигідроген сульфідом з розчинів солей бісмуту
23	V	V ₃ S, V ₅ S ₄ , VS, V ₂ S ₃ , VS ₂ , VS ₃ , VS ₄ , VS ₅	Сульфіді ванадію різного складу можна одержати при взаємодії ванадію та сірки, які взяті у відповідних співвідношеннях. V ₂ S ₃ одержують при дії дигідроген сульфиду на V ₂ O ₃ . При нагріванні V ₂ S ₃ у потоці водню або при його взаємодії з ванадієм можна одержати VS. VS ₄ утворюється внаслідок дії H ₂ S на безводні кристали VOSO ₄ за температури 280 °C. При термічному розкладанні VS ₄ у вакуумі утворюються нижчі сульфіді. VS ₅ можна одержати внаслідок осадження з розчину ванадату. При нагріванні VS ₅ утворюється VS ₄ , який розкладається за більш високих температур до VS ₂ , а потім до V ₂ S ₃ . Серед сульфідів найстійкішим є V ₂ S ₃ , найменш – VS ₅

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
41	Nb	NbS, Nb ₃ S ₄ , NbS ₂ , NbS ₃ TaS ₂ , TaS ₃	Одержують ампульним синтезом – шляхом взаємодії порошку металу з сіркою, а також при дії H ₂ S або CS ₂ на метали, оксиди чи галогеніди металів. Нижчі сульфідів отримують шляхом термічного розкладання вищих сульфідів. Сульфідів ніобію та танталу мають області гомогенності. Розкладаються кислотами-окисниками, при нагріванні на повітрі окиснюються до оксидів металів, виділяючи SO ₂
73	Ta		
8	O	SO, S ₂ O ₃ , SO ₂ , SO ₃ , S ₂ O ₇ , SO ₄	Монооксид Сульфуру утворюється за реакцією $S + SO_2 = 2 SO$, що перебігає під дією тліючого електричного розряду; легко розкладається водою з утворенням S, H ₂ S та H ₂ SO ₃ . S ₂ O ₃ утворюється при взаємодії сірки з безводним триоксидом SO ₃ . S ₂ O ₃ дуже гігроскопічна, реагує з водою, утворюючи S, H ₂ SO ₄ та H ₂ S _n O ₆ , є ангідридом гідросульфитної кислоти H ₂ S ₂ O ₄ SO ₂ утворюється при згорянні сірки на повітрі, а також унаслідок і нагрівання сульфідів на повітрі та в кисні, розчиняється у воді з утворенням сульфитної кислоти, поєднується із киснем із помітною швидкістю лише за достатньо високих температур та в присутності каталізаторів Триоксид Сульфуру – сульфатний ангідрид – SO ₃ одержують, пропускаючи над каталізаторами суміші газів, які містять сульфатний газ або утворюються при випалі сіркового колчедану та інших сульфідних руд. S ₂ O ₇ та SO ₄ – пероксида; S ₂ O ₇ утворюється при дії озону O ₃ на SO ₂ та SO ₃ ; SO ₄ – при пропусканні крізь суміш SO ₂ та кисню жевріючого електричного розряду; сильні окисники
34 52	Se Te	–	Утворюють із сіркою тверді розчини
84	Po	Po ₂ O ₃	Утворюється при пропусканні H ₂ S крізь розчини солей Полонію
24	Cr	CrS, Cr ₇ S ₈ , Cr ₅ S ₆ , Cr ₃ S ₄ , Cr ₂ S ₃ , Cr ₂ S ₅	Сульфідів Хрому різного складу можна одержати шляхом безпосередньої взаємодії порошків хрому та сірки в запаяних кварцевих ампулах; нижчі сульфідів складу CrS, Cr ₇ S ₈ , Cr ₅ S ₆ , Cr ₃ S ₄ отримують при розкладанні полуторного сульфідів Хрому в потоці водню. Cr ₂ S ₃ синтезують при дії H ₂ S на порошок хрому, оксиди та різні солі Хрому. Cr ₂ S ₅ – полісульфід, одержують при нагріванні Cr ₂ S ₃ із сіркою. Cr ₂ S ₅ нестійкий; під час зберігання розкладається
42	Mo	Mo ₂ S ₃ , MoS ₂ , Mo ₂ S ₅ , MoS ₃	Mo ₂ S ₃ може бути синтезований з елементів шляхом нагрівання у вакуумованій кварцевій ампулі, є також проміжним продуктом розкладання MoS ₂ у водні, інертному середовищі та у вакуумі. У разі нагрівання до температури 1 600 °C Mo ₂ S ₃ дисоціює. MoS ₂ – природна сполука Молибдену (молибденіт). Синтетичний MoS ₂ одержують нагріванням у потоці H ₂ S оксидів Молибдену та його солей, взаємодією MoO ₃ та солей Молибдену з сіркою в розплавах солей, синтезом з елементів

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
			<p>Mo_2S_5 одержують шляхом насичення дигідроген сульфідом сульфатного розчину молібдату амонію, попередньо відновленого металевим цинком.</p> <p>MoS_3 утворюється з розчинів при дії H_2S на розчин молібдату в присутності вільної кислоти або при розкладанні кислотою тетрамолібдату амонію.</p> <p>MoS_2 за кімнатної температури на повітрі стійкий, унаслідок нагрівання згоряє з утворенням MoO_3 та SO_2, розкладається при кип'ятінні в концентрованих сульфатній та нітратній кислотах, розчиняється при нагріванні в «царській водці». MoS_3 легко розчиняється в «царській водці», в сульфідах амонію та лужних металів, за температури понад 400°C окиснюється до MoO_3</p>
74	W	WS_2 , WS_3	<p>WS_2 – природна сполука вольфраму (мінерал тунгстеніт). Синтетичний WS_2 можна одержати при взаємодії вольфраму та сірки, при дії H_2S, сірки або CS_2 на оксид вольфраму чи хлорид вольфрама, термічним розкладанням тіовольфрамату амонію або розкладанням WS_3 у вакуумі.</p> <p>WS_3 одержують шляхом термічного розкладання тіовольфрамату амонію або при дії хлоридної кислоти на $(\text{NH}_4)_2\text{WS}_4$ у розчині WS_2 розкладається сумішшю нітратної та платинової кислот, «царською водкою», розплавленими лугами. WS_3 розчиняється в лугах, розчинах сульфідів лужних металів, тобто є тіоангідридом</p>
9	F	S_2F_2 , SF_2 , SF_4 , S_2F_{10} , SF_6	<p>S_2F_2 та SF_2 у чистому вигляді не отримані, утворюються як домішки при синтезі SF_4 та SF_6. SF_4 одержують за реакцією $4\text{CoF}_3 + \text{S} = \text{SF}_4 + 4\text{CoF}_2$, а також при взаємодії SCl_2 із NaF в ацетонітрилі за температури $70\text{--}80^\circ\text{C}$. S_2F_{10} утворюється як домішка до SF_6 при безпосередній взаємодії елементів. SF_6 одержують безпосередньою взаємодією SO_2 з надлишком F_2 за температури 650°C</p> <p>SF_4 – безбарвний газ, який енергійно взаємодіє з водою, термічно стійкий до температури 600°C. Є гарним фторувальним агентом</p> <p>SF_6 – безбарвний газ, хімічно та термічно дуже стійкий, не реагує з водою, HCl, NaOH, воднем та киснем</p>
17	Cl	S_2Cl_2 , SCl_2 , SCl_4 , S_nCl_2	<p>SCl_2 та S_2Cl_2 розглядають як перших членів гомологічного ряду політіохлоридів загальної формули S_nCl_2; одержані сполуки, в яких вміст Сульфуру коливається від S_{28}Cl_2 до $\text{S}_{100}\text{Cl}_2$. S_2Cl_2 отримують у великих кількостях шляхом хлорування розплавленої сірки, взятої в надлишку, а потім її піддають фракційній сублімації. SCl_2 утворюється внаслідок пропускання хлору крізь хлористу сірку</p> <p>SCl_4 можна одержати при дії рідкого хлору на S_2Cl_2.</p> <p>S_2Cl_2 – помаранчево-жовта масляниста рідина, що димить у вологому повітрі, у воді піддається гідролізу; SCl_2 – червона рідина з їдким запахом, за звичайних умов значною мірою розкладається на S_2Cl_2 та Cl_2, гідролітично розкладається водою.</p>

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
			<p>SCl_4 – білий порошок, стійкий тільки в твердому стані за низької температури. Політіохлориди S_nCl_2 – маслянисти рідини різних відтінків червоного кольору, розкладаються за звичайних умов на S_2Cl_2 та сірку</p>
35	Br	S_2Br_2 , S_nBr_2 , $(\text{S}_4\text{Br}_2$, S_6Br_2 , $\text{S}_8\text{Br}_2)$	<p>S_2Br_2 одержують з елементів шляхом нагрівання в сухій запаяній трубці та піддають фракційній перегонці; перегонку ведуть у високому вакуумі, через те що за температури понад 90 °C S_2Br_2 розкладається на елементи.</p> <p>S_nBr_2 – червона масляниста рідина, що має неприємний запах і повільно розкладається за звичайних умов на S_2Br_2 та S</p>
53	I	S_nI_2 $n = 2\div 6$	<p>Сполуки Сульфуру з Йодом одержані в розчині циклогексану взаємодією хлорсульфанів із йодидом калію; $\text{SnCl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{S}_n\text{I}_2 + 2\text{KCl}$ ($n = 2\div 6$)</p>
25	Mn	MnS , MnS_2	<p>MnS можна одержати синтезом з елементів, а також шляхом осадження дигідроген сульфідом з розчинів солей Мангану. Існує в трьох модифікаціях: α, β, γ-MnS. β- та γ-MnS нестійкі та за температури близько 200 та 300 °C відповідно необоротно переходять в α-MnS, розчинний у кислотах</p> <p>MnS_2 – природна сполука Мангану, розкладається за температури понад 345 °C</p>
43	Tc	TcS_2 , Tc_2S_7	<p>TcS_2 одержують методом хімічних транспортних реакцій; Tc_2S_7 осаджують із кислого розчину NaTcO_4 дигідроген сульфідом</p>
75	Re	ReS , ReS_2 , Re_2S_5 , ReS_3 , Re_2S_7	<p>ReS одержаний при взаємодії суміші H_2S та H_2 на ReO_3 за температури понад 90 °C. Рентгеноаморфний, при нагріванні в потоці аргону розкладається на ReS_2 та Re, окиснюється за звичайної температури киснем у присутності вологи</p> <p>ReS_2 одержують безпосередньою взаємодією стехіометричних кількостей ренію та сірки у вакуумованій кварцевій трубці за температури 1 000 °C</p> <p>ReS_2 утворюється також унаслідок нагрівання порошку металевого ренію в потоці H_2S, а також при термічним розкладанням Re_2S_7 у високому вакуумі за температури 600 °C. ReS_2 можна синтезувати при взаємодії перенату Калію з сіркою в розплаві соди. ReS_2 не розчиняється в сульфатній і хлоридній кислотах, розчинах лугів та сульфідів лужних металів; окисники переводять його в HReO_4. Вище температури 1 000 °C за відсутності кисню розкладається практично до чистого металу, в потоці водню при нагріванні відбувається повільне відновлення, яке важко довести до чистого металу</p> <p>ReS_3 отримують відновленням Re_2S_7 воднем на холоді</p> <p>Re_2S_7 утворюється при дії H_2S або Na_2S на розчини перренатів, які містять кислоту; є фазою змінного складу. При нагріванні без доступу повітря розкладається</p>

Продовження таблиці Б.1

1	2	3	4
26	Fe	FeS, Fe ₃ S ₄ , Fe ₂ S ₃ , FeS ₂	<p>Чистий FeS одержують шляхом безпосередньої взаємодії чистого відновленого заліза та перегнаної сірки у вакуумованій кварцевій трубці за температури 1 000 °С. FeS можна також отримати при дії H₂S на порошок заліза, його оксид або солі; належить до нелетких сульфідів, при нагріванні у вакуумі дисоціює. Розчиняється в кислотах за винятком нітратної</p> <p>Fe₃S₄ – природна сполука Феруму (мінерал смітит). Синтетичний Fe₃S₄ отримують шляхом взаємодії сидериту з Na₂S. Fe₂S₃ одержують при дії (NH₄)₂SO₃ на солі тривалентного Феруму та H₂S на гідроксид Феруму за відсутності повітря шляхом нагрівання Fe₂O₃ в H₂S за температури не вищої від 100 °С. Нестійкий за звичайних умов на повітрі, розкладається кислотами</p> <p>FeS₂ – природна сполука Феруму (мінерали пірит та марказит). Синтетичний FeS₂ можна одержати шляхом нагрівання Заліза та сірки за температури 540 °С у середовищі CO₂, при дії H₂S на FeCl₃ за температури 200 °С. Завдяки нагріванню FeS₂ розкладається на FeS та S; унаслідок випалу FeS₂ на повітрі або в кисні перебігає реакція з утворенням оксиду Феруму</p>
27	Co	Co ₄ S ₃ , Co ₉ S ₈ , CoS, Co ₃ S ₄ , CoS ₂	<p>Сульфіди Кобальту можна синтезувати шляхом безпосередньої взаємодії кобальту та сірки; α- та β-CoS одержують, діючи H₂S на розчини солей Кобальту</p> <p>CoS₂ можна синтезувати шляхом дії дигідроген сульфідів на комплексні сполуки [Co(NH₃)₅Cl]Cl₂ або [Co(NH₃)₆]Cl₃; продукт реакції нагрівають із деякою кількістю сірки в запаяній кварцевій трубці. CoS₂ у вакуумі починає дисоціювати на Co₃S₄ та S вже за температури 300 °С, кінцевими продуктами розкладання за більш високих температур є Co₉S₈ та сірка</p>
28	Ni	Ni ₃ S ₂ , Ni ₆ S ₅ , Ni ₇ S ₆ , NiS, Ni ₃ S ₄ , NiS ₂	<p>Ni₃S₂ можна синтезувати при нагріванні NiS у нейтральному або відновленому середовищі:</p> $3\text{NiS} \rightarrow \text{Ni}_2\text{S}_3 + 1/2 \text{S}_2$ <p>Ni₃S₂ одержують також сплавленням ніколу та сірки в нейтральному середовищі; γ-NiS, Ni₃S₄ та NiS₂ – природні сполуки Ніколу; α-, β- та γ-NiS отримують шляхом осадження дигідроген сульфідом з розчинів солей Нікола; β-NiS одержують також при взаємодії стехіометричних кількостей нікелю та сірки. На повітрі NiS повільно окиснюється. NiS₂ синтезують нагріванням NiS із перегнаною сіркою. Надлишок сірки видаляють екстрагуванням сульфідом Карбону</p>
44	Ru	Ru ₂ S ₃ , RuS ₂	<p>Ru₂S₃ одержують шляхом нагрівання рутенію із подрібненим піритом та бурою. При дії на розчин тривалентного Рутенію Na₂S утворюється сульфід складу Ru₂S₃·2H₂O. Повне розкладання Ru₂S₃ до металу спостерігається за температури 500 °С</p> <p>RuS₂ – природна сполука Рутенію (мінерал лаурит). RuS₂ утворюється при дії H₂S на хлорид Рутенію з подальшим нагріванням продукту реакції з надлишком сірки в запаяній трубці, а також при осадженні (NH₄)₂S із розчинів комплексних солей чотиривалентного Рутенію</p> <p>RuS₂ стійкий проти дії мінеральних кислот, розкладається «царською водкою». Розкладається за температур понад 1 000 °С до металу без утворення проміжних сполук</p>

Закінчення таблиці Б.1

1	2	3	4
45	Rh	Rh ₉ S ₈ , Rh ₃ S ₄ , Rh ₂ S ₃ , Rh ₂ S ₅	α -Rh ₂ S ₃ утворюється при дії H ₂ S на хлорид родію за температури 300 °C, а β -Rh ₂ S ₃ – після пропускання H ₂ S крізь розчини солей родію за температури 100 °C. Rh ₂ S ₅ був отриманий взаємодією RhCl ₃ з надлишком сірки в запаяній трубці за температури понад 600 °C із подальшим нагріванням продукту реакції в потоці CO ₂
46	Pd	Pd ₄ S, Pd ₂ S, PdS, PdS ₂	Pd ₂ S отримують шляхом нагрівання за температури близько 1 000 °C PdCl ₂ ·2NH ₃ із сіркою під шаром бури. PdS утворюється внаслідок пропускання H ₂ S над PdCl ₂ ·2NH ₃ за температури 70 °C; чорний осад PdS випадає при дії H ₂ S або (NH ₄) ₂ S на розчин комплексного хлориду двовалентного Паладію PdS ₂ утворюється при розкладанні сульфопаладату Натрію хлоридною кислотою, а також унаслідок нагрівання хлориду Паладію з надлишком сірки у вакуумованій запаяній трубці. Дисульфід Паладію стійкий до дії більшості мінеральних кислот, але легко розчиняється в «царській водці»
76	Os	OsS ₂	OsS ₂ можна отримати в разі взаємодії осмію з сіркою за температури понад 950 °C; H ₂ S виділяє з розчинів K ₂ [OsCl ₆] або K ₂ [OsO ₄] чорно-коричневий осад OsS ₂ . OsS ₂ нерозчинний у розчинах лугів і лужних сульфідів, у «царській водці» розкладається поступово. За високої температури дисоціює на осмій та сірку без утворення нижчих сульфідів
77	Ir	IrS, Ir ₂ S ₃ , IrS ₂ , Ir ₂ S ₃ , IrS ₃	IrS одержаний шляхом нагрівання IrS ₂ або IrS ₃ за температури 700 °C; за температури понад 750 °C IrS розкладається на металевий іридій та сірку. Ir ₂ S ₃ можна отримати безпосередньою взаємодією елементів; осад Ir ₂ S ₃ утворюється після пропускання H ₂ S у киплячий розчин комплексного хлориду тривалентного іридію. Осаджений із розчину Ir ₂ S ₃ нерозчинний у хлоридній кислоті, але добре розчиняється в нітратній кислоті, «царській водці», сульфіді амонію. IrS ₂ одержують у разі безпосередньої взаємодії іридію та сірки, а також при дії сухого H ₂ S на хлорид Іридію за температури понад 600 °C
78	Pt	PtS, PtS ₂	PtS та PtS ₂ можна синтезувати шляхом безпосередньої взаємодії елементів у вакуумованій кварцевій ампулі. Сульфід платини осаджуються також з розчинів солей Платини: PtS – із розчину хлорплатинату [PtCl ₄] ²⁻ , PtS ₂ – із розчину H ₂ PtCl ₆ при дії H ₂ S або сульфідів лужних металів. PtS утворюється внаслідок пропускання
			H ₂ S над хлоридом двовалентної Платини за температури 630 °C, а PtS ₂ – при нагріванні PtCl ₄ у потоці H ₂ S та наступному нагріванні продукту реакції з надлишком сірки в запаяній трубці за температури 600 °C PtS нерозчинний у мінеральних кислотах, «царській водці» та лугах, розкладається при нагріванні на повітрі з виділенням металеві платини. PtS ₂ нерозчинний у хлоридній та сульфатній кислотах, але розчиняється в нітратній кислоті та, особливо, в «царській водці», за температури понад 310 °C розкладається з утворенням металу

ДОДАТОК В

Взаємодія елементів з селеном і телуrom

Селеніди та телуриди – сполуки Селену та Телуру з електропозитивними елементами, насамперед із металами. Вони є близькими аналогами сульфідів та схожі з ними за будовою, фізичними й хімічними властивостями.

Селеніди й телуриди лужних металів мають склад Me_2Se та Me_2Te , є солями дигідрогенселенідної (H_2Se) та дигідрогентелуридної (H_2Te) кислот; крім того, лужні метали утворюють поліселеніди й політелуриди:



Селеніди і телуриди лужних металів, які є найменш стійкими в хімічному та термічному плані, кристалізуються в кубічній решітці типу CaF_2 . Селеніди розкладаються на повітрі з виділенням H_2Se ; добре розчиняються у воді та кислотах. Телуриди гігроскопічні; в присутності кисню розкладаються з виділенням елементарного телуру, розчиняються у воді, до того ж водні розчини можуть існувати лише за відсутності кисню (за наявності кисню утворюються політелуриди).

Селеніди та телуриди лужноземельних металів і металів підгрупи Цинку мають склад $MeSe$ ($MeTe$) та кристалізуються в кубічних решітках типу $NaCl$; деякі мають решітку типу сфалериту та вюрциту. Останнім часом встановлено, що селеніди й телуриди Кальцію, Стронцію та Барію мають ще й інші фази, окрім моно-, це – поліхалькогенідні фази складу Me_2X_3 , MeX_2 , MeX_3 ; ці сполуки дуже нестійкі, утворюються за периктичними реакціями, їхня структура має симетрію. Для телуридів фаза, найбільш багата на телур, – дителурид. Для селенідів Кальцію, Стронцію та Барію характерно утворення триселеніду $MeSe_3$. У хімічному плані селеніди та телуриди лужноземельних металів нестійкі; розкладаються у вологому повітрі; швидко розкладаються водою та розчиняються у мінеральних кислотах. Сполуки підгрупи Цинку є напівпровідниками типу $A^{II}B^{VI}$.

Селеніди й телуриди перехідних металів IV–VII груп та VIII групи Періодичної системи ізоморфні відповідним сульфідам і мають склад Me_2X , MeX , Me_3X_4 , Me_2X_3 , MeX_2 ($X = Se, Te$). Для них існують області гомогенності; вони є сполуками змінного складу: мають високі температури плавлення, що досягають 2 000–2 500 °C, порівняно стійкі в хімічному плані. Найбільш термодинамічно стійкі дихалькогеніди. Їм властива характерна наявність ковалентно-металевого зв'язку.

До селенідів і телуридів перехідних металів близькі за властивостями селеніди та телуриди рідкоземельних металів й актиноїдів. Лантаніди утворюють із селеном селеніди складу $MeSe$, Me_3Se_4 , Me_2Se_3 , Me_2Se_4 , а з телуром – телуриди Me_2Te , $MeTe$, Me_3Te_4 , $MeTe_3$, а також інші фази змінного складу. Крім того, відомі оксополуки Me_2O_2Se та Me_2O_2Te для лантанідів і $MeOSe$ та $MeOTe$ – для актиноїдів. Селеніди рідкісноземельних елементів та актиноїдів мають високі температури плавлення (до 2 300 °C); вищі за вмістом Селену селеніди є напівпровідниками, а деякі – ізоляторами. Монохалькогеніди тривалентних рідкісноземельних металів мають металеву провідність, а двовалентні (Європію, Самарію, Ітербію) є йонними сполуками.

Селеніди й телуриди Sb, Bi, Pb, Sn, Ga, In, Tl, Si та P найчастіше мають напівпровідникові властивості: температура плавлення перебуває в межах 700–1 000 °C. Сполуки Селену й Телуру з елементами III, IV, V, VI та VII підгруп Періодичної системи мають ковалентний хімічний зв'язок.

Таблиця В.1 – Методи одержання та деякі властивості сполук простих речовин з Селеном й Телуром

Атом- ний номер	Еле- мент	Утворені сполуки	Характеристика утворених сполук
1	2	3	4
1	H	H_2Se	Дигідроген селенід одержують з елементів при нагріванні до 500–550 °C та при дії кислот на селеніди. За 20 °C – це газувата горюча сполука. H_2Se легко розкладається у вологому повітрі: $2H_2Se + O_2 = 2Se + 2H_2O$. У малих концентраціях запах нагадує H_2Se , дуже токсичний. За температури 22,5 °C 2,70 об'єму H_2Se розчиняється в 1 об'ємі води
3 11 19 37 55	Li Na K Rb Cs	Li_2Se Na_2Se , Na_2Se_2 , Na_2Se_3 , Na_2Se_4 K_2Se , K_2Se_2 , K_2Se_3 , K_2Se_4 , K_2Se_5 Rb_2Se , Rb_2Se_2 , Rb_2Se_3 , Rb_2Se_4 Cs_2Se , Cs_2Se_3 , Cs_2Se_4	Селеніди лужних металів утворюються шляхом синтезу з простих речовин у середовищі амоніаку, що не містить вологи. Поліселенід Натрію одержують при взаємодії натрію з парами селену в потоці аргону за 500 °C. Кристалогідрати утворюються шляхом кристалізації з водних розчинів. Усі сполуки дуже гігроскопічні, на повітрі розкладаються. Розчини нестійкі, сполуки гідролізуються та окиснюються, забарвлюються елементарним селеном, який виділяється. При нагріванні розкладаються, виділяючи H_2Se . У разі дії кислот розкладаються з утворенням H_2Se

Продовження таблиці В.1

1	2	3	4
29	Cu	Cu ₂ Se, Cu ₃ Se ₂ , CuSe, CuSe ₂ Ag ₂ Se AuSe ₃ , AuSe ₄ , Au ₂ Se ₃ , Au ₂ Se (?) α-AuSe, β-AuSe	Утворюються за умов нагрівання у вакуумованій закритій посудині з простих речовин, при дії H ₂ Se на водні розчини солей міді, а також унаслідок дії на метал у разі нагрівання. Сполуки важко розчиняються в кислотах; забарвлені в чорний колір Припускають, що AuSe ₃ та AuSe ₄ існують у розплаві золота. Au ₂ Se ₃ одержують шляхом взаємодії H ₂ Se з розчином AuCl ₃ , при цьому також випадає осад металевого золота. Au ₂ Se ₃ утворюється внаслідок взаємодії H ₂ Se з розчином KAuO ₂ за відсутності повітря. Сполука нестійка. Існує думка, що в системі Au-Se утворюються лише стабільна фаза α-Au-Se та метастабільна β-Au-Se. Синтез проводять ампульним методом з простих речовин
22	Ti	TiSe, TiSe _{0,95} TiSe _{1,05-1,2} Ti ₃ Se ₄ , Ti ₂ Se ₃ , Ti ₅ Se ₈ , TiSe ₂	Селеніди одержують шляхом синтезу з простих речовин, а також дією пари селену в потоці аргону на метали. Диселеніди – найбільш термодинамічно стійкі фази. Селеніди – стійкі сполуки, важко розкладаються кислотами, у воді при кип'ятінні не розкладаються. Селеніди Титану мають металеву провідність. Для більшості селенідів Цирконію та Гафнію, разом із металевою спостерігається напівпровідникова провідність
15	P	P ₄ Se ₃ , P ₂ Se, P ₂ Se ₃ , P ₂ Se ₅	Сполуки утворюються при нагріванні простих речовин у середовищі водню. Найстійкіші – P ₄ Se ₃ та P ₂ Se, інші сполуки – маломіцні, на повітрі розкладаються з виділенням H ₂ Se
33	As	As ₂ Se ₃ , AsSe, As ₂ Se ₅ (?), As ₂ Se (?)	Одержують синтезом з простих речовин. As ₂ Se ₃ склоподібний напівпровідник, стійкий на повітрі. Сполуки утворюються внаслідок нагрівання простих речовин у середовищі водню або у вакуумі. Sb ₂ Se ₃ та Bi ₂ Se ₃ – напівпровідники й термоелектричні матеріали, стійкі на повітрі
57	Sb	Sb ₂ Se ₃	
83	Bi		
23	V	VSe, V ₂ Se ₃ , V ₃ Se ₄ , V ₅ Se ₄ , VSe _{1,97-2}	VSe _{1,75} утворюється при взаємодії V ₂ O ₃ та V ₂ O ₅ з H ₂ Se. Сполуки є фазами змінного складу з великими областями гомогенності. Сполуки стійкі. Розчиняються в HNO ₃ . Утворюються з простих речовин унаслідок взаємодії металів з H ₂ Se. NbSe ₂ – при взаємодії Nb ₂ O ₅ з H ₂ Se. Фази змінного складу. NbSe ₂ , TaSe ₂ – стійкі сполуки, важко розкладаються кислотами. Диселеніди Nb та Ta мають шарувату структуру. Гарні тверді змазки, мають металеву провідність
41	Nb	NbSe, Nb ₅ Se ₄ , Nb ₃ Se ₄ , NbSe ₂ , NbSe ₄	
73	Ta	TaSe, Ta ₂ Se ₃ , TaSe ₂ , TaSe ₃	

Продовження таблиці В.1

1	2	3	4
24	Cr	CrSe, Cr ₃ Se ₄ , Cr ₇ Se ₈ , Cr ₂ Se ₃	Селеніди Хрому одержують шляхом синтезу з простих речовин. Cr ₂ Se ₃ можна отримати взаємодією оксиду Хрому з H ₂ Se. CrSe має металеву провідність. Cr ₃ Se ₄ – напівпровідник. Селеніди Хрому стійкі на повітрі, розчиняються в HNO ₃
42	Mo	Mo ₃ Se ₄ , MoSe ₂ , Mo ₂ Se ₅ , MoSe ₃	MoSe ₂ та WSe ₂ утворюються внаслідок взаємодії металу або оксиду з H ₂ Se. Стійкі сполуки, мають шарувату структуру, застосовуються як тверді змазки. Мають напівпровідникові властивості
74	W	WSe ₂ , WSe ₃	
9	F	SeF ₄ , SeF ₆	Фториди одержують із хлоридів Селену реакціями обміну. Сполуки розкладаються водою. Хлорид утворюється при хлоруванні Селену. Сполуки Хлору з Селеном неміцні. SeBr ₄ одержують шляхом бромовання Селену. Неміцна сполука, розкладається водою. Селен з йодом не реагує. Сполуки Селена виявлені фізико-хімічним аналізом у розчині CS ₂ , виділити їх неможливо. Мабуть, вони не існують у розчині оскільки у вільному вигляді через крайню нестійкість існувати не можуть
17	Cl	SeCl ₄ , Se ₂ Cl ₂	
35	Br	SeBr ₄ , Se ₂ Br ₂	
53	I	Se ₃ I ₂ (?), SeI ₂ (?), SeI ₄ (?)	
25	Mn	MnSe, MnSe ₂	Одержують шляхом синтезу з простих речовин, а також дією H ₂ Se на метали, для Ренію – також дією на перренат амонію Re ₂ Se ₇ – нестійка сполука, при нагріванні переходить у ReSe ₂ . ReSe ₂ – стійка сполука, напівпровідник, каталізатор
75	Re	ReSe ₂ , Re ₂ Se ₇	
26	Fe	FeSe, Fe ₂ Se ₃ , Fe ₃ Se ₄ , Fe ₇ Se ₈ , FeSe ₂	Утворюються при взаємодії пари селену з металами. Fe ₂ Se ₃ отримують шляхом взаємодії оксиду Феруму з H ₂ Se. FeSe ₂ , Fe ₃ Se ₄ та Fe ₇ Se ₈ одержують взаємодією хлориду Феруму (III) з H ₂ Se. Селеніди FeSe та FeSe ₂ мають напівпровідникові властивості. Стійкі сполуки. Нерозчинні в слабких кислотах. Селеніди Кобальту та Ніколу утворюються також унаслідок взаємодії хлоридів із H ₂ Se. CoSe ₂ має металеву провідність
27	Co	CoSe, Co ₂ Se ₃ , Co ₃ Se ₄ , CoSe ₂	
28	Ni	Ni ₂ Se, Ni ₃ Se ₂ , NiSe, Ni ₂ Se ₃ , NiSe ₂	

Продовження таблиці В.1

1	2	3	4
44 45 46 76 77 78	Ru Rh Pd Os Ir Pt	RuSe ₂ Rh ₂ Se ₅ , RhSe, RhSe ₂ , Rh ₉ Se ₈ , Pd ₄ Se, PdSe, PdSe ₂ , OsSe ₂ Ir ₂ Se ₃ , IrSe ₂ , IrSe ₃ , PtSe ₂	Утворюються дією H ₂ Se на розчини солей металів і синтезом із простих речовин, а також нагріванням хлоридів металів із парами селену. Стійкі проти дії кислот. Більшість сполук розкладається до металу при нагріванні у водні. PdSe має надпровідність за температури 1 К
1	H	H ₂ Te	Утворюється при нагріванні елементів, дією кислот на телуриди, а також унаслідок електролізу H ₂ SO ₄ або H ₃ PO ₄ на телуровому катоді. Безбарвний, їдкий газ, розкладається за 0 °С
3 11 19 37 55	Li Na K Rb Cs	Li ₂ Te, Na ₂ Te, Na ₃ Te ₂ , NaTe, Na ₂ Te ₃ , Na ₂ Te ₄ , NaTe ₃ K ₂ Te, K ₂ Te ₂ , K ₂ Te ₃ Rb ₂ Te ₃ Cs ₂ Te	Одержують шляхом синтезу з елементів у вакуумі або рідкому амоніаку. Тверді, дуже гігроскопічні речовини. Розчиняються у воді; за наявності повітря з водних розчинів випадає елементарний телур. Розкладаються кислотами з виділенням H ₂ Te
29 47 79	Cu Ag Au	Cu ₂ Te, Cu ₄ Te ₃ , CuTe Ag ₂ Te, Ag ₅ Te ₃ , Ag ₃ Te ₂ , AgTe Au ₂ Te ₃ , AuTe ₂	Cu ₂ Te, CuTe, Ag ₂ Te, Ag ₅ Te ₃ та телуриди Ауруму зустрічаються в природі. Одержують шляхом синтезу з елементів або дією H ₂ Te на водні розчини солей. Нерозчинні у воді та кислотах-неокисниках, розкладаються кислотами-окисниками. Cu ₂ Te та Ag ₂ Te – напівпровідникові сполуки
4 12 20 38 56	Be} Mg} Ca Sr Ba	MeTe MeTe, Me ₂ Te ₃ , MeTe ₂	Одержують синтезом з елементів або відновленням телуратів воднем. Температура плавлення MeTe приблизно 1 500 °С, Me ₂ Te ₃ та MeTe ₂ – нижча. Гідролізуються водою, легко розкладаються мінеральними кислотами з виділенням H ₂ Te
30 48 80	Zn Cd Hg	MeTe	HgTe зустрічається в природі. Одержують синтезом з елементів. Температура плавлення 1 240 °С та 1 092 °С для ZnTe і CdTe відповідно. HgTe розкладається у вакуумі за 370 °С. Не розчиняються у воді та мінеральних кислотах, за винятком HNO ₃ . Сполуки мають напівпровідникові властивості

Продовження таблиці В.1

1	2	3	4
13	Al	Al ₅ Te, Al ₂ Te ₃ ,	Одержують шляхом синтезу з елементів у вакуумованих кварцових ампулах. Тверді речовини з помірною температурою плавлення. Більшість сполук розкладається у вологому повітрі. Розкладаються мінеральними кислотами з виділенням Н ₂ Те. Мають напівпровідникові властивості; телуриди Галію – фотопровідникові
31	Ga	GaTe, Ga ₂ Te ₃ ,	
49	In	GaTe ₃ In ₂ Te, InTe,	
81	Tl	In ₂ Te ₃ , In ₂ Te ₅ , Tl ₅ Te ₃ , Tl ₃ Te ₂ , Tl ₅ Te ₄ , TlTe, Tl ₂ Te ₃	
21	Sc	MeTe,	Одержують шляхом синтезу з елементів при нагріванні у вакуумованих кварцових ампулах. Тверді речовини, більшість із них є фазами змінного складу. За винятком MeTe, не гідролізуються водою; розкладаються мінеральними кислотами. Сполуки MeTe, Me ₃ Te ₄ , Me ₂ Te ₃ – важко плавкі (температура плавлення 1 400–2 000 °С), телуриди з високим вмістом Те при нагріванні розкладаються на нижчі. Сполуки Me ₂ Te ₃ , Me ₄ Te ₇ , а також SmTe, EuTe та YbTe мають напівпровідникові властивості
39	Y	Me ₂ Te ₃	
57	La	Y ₂ Te ₅ , YTe ₃	
58	Ge	MeTe,	
59	Pr	Me ₃ Te ₄	
60	Nd	Me ₂ Te ₃ ,	
62	Sm	Me ₄ Te ₇	
63	Eu	MeTe ₂ ,	
64	Gd	Me ₂ Te ₃	
65	Tb	MeTe ₃	
66	Dy	EuTe,	
67	Ho	Eu ₃ Te ₄	
68	Er	Eu ₄ Te ₇	
69	Tm	MeTe,	
70	Yb	Me ₂ Te ₃	
71	Lu	MeTe ₂ , Me ₂ Te ₅ MeTe ₃ Dy ₃ Te ₄ , Dy ₄ Te ₇ Gd ₃ Te ₄ , Gd ₄ Te ₇ Ho ₂ Te ₅ , YbTe	
90	Th	ThTe, Th ₂ Te ₃ , ThTe ₂ , Th ₂ Te ₅	Одержують шляхом синтезу з елементів. Тверді речовини, більшість з яких нестійкі у вологому повітрі, піддаються гідролізу. Руйнуються основами, а також мінеральними кислотами з виділенням Н ₂ Те. Сполуки MeTe, Me ₃ Te ₄ – важко плавкі (температура плавлення 1 300–1 600 °С). Телуриди з високим вмістом телуру при нагріванні розкладаються на нижчі
92	U	UTe, U ₃ Te ₄ , U ₂ Te ₃ , U ₄ Te ₁₂ UTe ₂ , UTe ₃	

Продовження таблиці В.1

1	2	3	4
93 94 95	Np Pu Am	Np ₃ Te ₄ PuTe, Pu ₂ Te ₃ , PuTe ₂ , PuTe ₃ Am ₃ Te ₄ , Am ₂ Te ₃ , AmTe ₂ , AmTe ₃	
6	C	–	Не утворює з телуrom сполук
50 82	Sn Pb	MeTe	Одержують синтезом з елементів. Тверді речовини, сублімуються за високих температур без розкладання. Стійкі на повітрі, не взаємодіють з водою, розчиняються в HNO ₃ . SnTe та PbTe мають напівпровідникові властивості, PbTe – термоелектричний матеріал
22 40 72	Ti Zr Hf	Ti ₅ Te ₄ , TiTe Ti ₃ Te ₄ , TiTe ₂ TiTe ₃ Zr ₄ Te ₃ , Zr ₅ Te ₄ ZrTe, Zr ₂ Te ₃ ZrTe ₂ , ZrTe ₃ HfTe, Hf ₂ Te ₃	Одержують шляхом синтезу з елементів. Більшість – фази змінного складу. Сполуки з високим вмістом телуру при нагріванні у вакуумі або в інертній атмосфері розкладаються на нижчі. Стійкі на повітрі. Розкладаються концентрованими кислотами та лугами. TiTe, Zr ₂ Te ₃ та Hf ₂ Te ₃ мають напівпровідниковий характер провідності, інші – металевий
7	N	Te ₃ N ₄ (Te ₄ N ₄)	Склад точно не встановлений. Утворюється при взаємодії TeBr ₄ з рідким амоніаком за температури –70 °C, –15 °C. Тверда речовина, здатна вибухати від удару, нагрівання або контакту з водою
15 33	P As	Me ₂ Te ₃	Утворюються шляхом синтезу з елементів у вакуумованих кварцевих ампулах. Тверді речовини, які розкладаються у вакуумі за температури близько 400 °C. As ₂ Te ₃ стійкий у вологому повітрі, нерозчинний у воді; P ₂ Te ₃ поступово розкладається з виділенням PH ₃ . Має високу хімічну стійкість до більшості агресивних середовищ, взаємодіє лише з кислотами-окисниками. Нерозчинні в органічних розчинниках
51 83	Sb Bi	Sb ₂ Te ₃ , Bi ₁₄ Te ₆ , Bi ₂ Te, BiTe, Bi ₂ Te ₃	Одержують синтезом з елементів у вакуумованих кварцевих ампулах. Тверді речовини, стійкі на повітрі та окиснюються HNO ₃ й іншими окисниками. Me ₂ Te ₃ розкладаються у вакуумі за 700–750 °C, мають напівпровідниковий характер провідності та застосовуються як термоелектричні матеріали
23	V	V ₅ Te ₄ , V _{1-x} Te (0,09 ≤ x ≤ 0,48)	Одержують синтезом з елементів або дією H ₂ Te у потоці водню на метали. Більшість з них – фази змінного складу. Стійкі на повітрі, не розчиняються у воді, розкладаються мінеральними кислотами, лугами

Закінчення таблиці В.1

1	2	3	4
41	Nb	Nb ₅ Te ₄ , Nb ₃ Te ₄ NbTe ₂ , NbTe ₄	Телуриди з високим вмістом телуру при нагріванні у вакуумі або інертній атмосфері розкладаються до нижчих телуридів, а потім до металів. Більшість телуридів мають металевий характер провідності
73	Ta	TaTe ₂ , TaTe ₄	
24	Cr	Cr _{1-x} Te (0,1 ≤ x ≤ 0,33)	Отримують синтезом з елементів або взаємодією оксидів, солей з Н ₂ Те у потоці водню. Фази змінного складу. Стійкі на повітрі, не взаємодіють із водою, руйнуються в мінеральних кислотах. Розкладаються за високих температур (без плавлення) у вакуумі та інертній атмосфері. МоТе ₂ та WTe ₂ застосовуються як сухі антифрикційні матеріали. Сплави Cr–Те мають феромагнітні властивості
42	Mo	Mo ₃ Te ₄ , MoTe ₂	
74	W	WTe ₂	
25	Mn	MnTe, MnTe ₂	Одержують синтезом з елементів або взаємодією оксидів чи солей із Н ₂ Те у потоці водню. Фази змінного складу. Стійкі на повітрі, не взаємодіють з водою, розкладаються лугами, розчиняються в мінеральних кислотах. Розкладаються при нагріванні у вакуумі або інертній атмосфері (без плавлення). MnTe – напівпровідник
43	Tc	TcTe ₂	
75	Re	ReTe ₂	
26	Fe	Fe ₂ Te, FeTe, Fe ₂ Te ₃ , FeTe ₂	FeTe ₂ та NiTe ₂ зустрічаються в природі. Утворюються при синтезі з елементів. Фази змінного складу. Стійкі на повітрі, не взаємодіють із водою, розкладаються мінеральними кислотами та сильними окисниками. Сполуки з високим вмістом телуру при нагріванні у вакуумі розкладаються до нижчих. Fe ₂ Te ₃ – напівпровідникова речовина
27	Co	CoTe, CoTe ₂	
28	Ni	NiTe, NiTe ₂	
44	Ru	RuTe ₂	PtTe ₃ зустрічається в природі. Одержують шляхом синтезу з елементів. MeTe ₂ утворюється при взаємодії хлоридів металів з телуром в атмосфері СО ₂ . Телуриди Паладію утворюються осадженням із водних розчинів солей. Телуриди з більшим вмістом телуру розкладаються при нагріванні у вакуумі або інертній атмосфері до нижчих, а за вищих температур – до металів. Телуриди Pd та Os розчиняються в розведений ННО ₃ та повільно в концентрованої Н ₂ SO ₄ , інші – тільки в «царській водці». Не взаємодіють з лугами. RuTe ₂ має напівпровідникові властивості, RhTe ₂ та RhTe – властивості надпровідності за низьких температур
45	Rh	Rh ₃ Te ₂ , RhTe, RhTe ₂ , Rh ₂ Te ₅ ,	
46	Pd	Pd ₄ Te, Pd ₃ Te, Pd ₂ Te, PdTe, PdTe ₂ ,	
76	Os	OsTe ₂ ,	
77	Ir	IrTe ₂ , Ir ₃ Te ₈ ,	
78	Pt	PtTe, Pt ₃ Te ₄ , Pt ₂ Te ₃ , PtTe ₂ , PtTe ₃	

ДОДАТОК Г

Таблиця Г.1 – Термодинамічні константи деяких речовин

Речовина	$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	$\Delta_f G^0_{298}$, кДж/моль	S^0_{298} , Дж/(моль·К)
1	2	3	4
As (г)	–	–	187,9
As (к)	0	0	62,8
As ₂ O ₃ (к)	–2050,2	–1958,1	133,9
Ag (г)	284,9	246,1	172,9
Ag (к)	0	0	42,6
Ag ⁺ (р)	105,6	77,1	72,8
AgBr (к)	–100,7	–97,2	107,1
AgCl (к)	–127,1	–109,8	96,1
AgCN (к)	145,9	156,9	107,2
Ag(CN) [–] ₂ (г)	–	–	307,9
Ag(CN) [–] ₂ (р)	–	–301,7	201,3
AgCrO ₄ (к)	–721,3	–635,1	217,6
AgF (к)	–206,0	–187,9	83,7
AgI (к)	–61,9	–66,4	115,5
Ag(NH ₃) ⁺ ₂ (р)	–	–17,6	246,3
AgNO ₃ (к)	–124,5	–33,6	140,9
Ag ₂ O (к)	–31,1	–11,3	121,0
Ag ₂ S (к)	–32,8	–40,8	144,0
Ag ₂ SO ₄ (к)	–717,2	–619,6	199,8
Al (г)	326,3	288,7	164,4
Al (к)	0	0	28,4
Al ³⁺ (р)	–530,0	–490,5	–301,0
AlBr ₃ (к)	–513,4	–490,6	108,2
Al ₄ Cl ₃ (к)	–209,0	–196,0	89,0
AlCl ₃ (к)	–704,2	–628,6	109,3
AlCl ₃ ·6H ₂ O (к)	–2 693,4	–2 262,8	318,2
AlF ₃ (к)	–1 510,0	–1 432,0	66,5
AlF ₆ [–] ₃ (р)	–2 519,2	–2 276,4	24,0
AlH ₃ (к)	–11,4	46,4	30,0
AlI ₃ (к)	–308,0	–304,0	189,5
AlN (к)	–318,0	–287,4	20,2
Примітка. к – кристалічна речовина; р – рідка речовина; г – газоподібна речовина; р-н – розчин			

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
$\text{Al}(\text{OH})_3$ (к)	-1 315,0	-1 157,0	70,1
$\text{Al}(\text{OH})_4^-$ (р)	-1 507,4	-1 307,5	89,7
Al_2O_3 (к)	-1 676,0	-1 582,0	50,9
AlSb (к)	-96,2	–	69,0
Al_2S_3 (к)	-723,4	-492,5	96,0
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-3 442,2	-3 101,0	239,2
Ar (г)	0	0	154,7
As (г)	288,7	142,2	175,1
As (сірий, к)	0	0	36,6
AsBr_3 (к)	-197,5	-161,7	159,0
AsCl_3 (г)	-305,0	-268,4	212,5
AsF_3 (г)	-920,7	-907,7	289,0
AsF_5 (г)	-1 236,8	-1 172,8	–
AsH_3 (к)	66,4	68,9	223,0
AsI_3 (к)	-58,2	-65,8	163,6
AsO_4^{3-} (р)	-880,0	-648,0	-163,0
As_4O_6 (к)	-1 331,6	-1 178,8	245,0
As_2O_5 (к)	-924,9	-782,4	165,4
H_3AsO_3 (р)	-747,2	-640,5	179,3
H_3AsO_4 (р)	-902,5	-765,7	205,0
As_2S_3 (к)	-159,0	-158,0	163,6
At (г)	97,2	59,6	187,0
At_2 (г)	87,9	37,5	276,1
At^- (г)	-178,7	-202,5	175,4
Au (г)	365,3	-325,6	180,4
Au (к)	0	0	47,4
AuBr_3 (к)	-53,5	-24,7	155,0
AuBr_4^- (р)	–	-159,41	313,8
AuCl (к)	-36,4	-14,6	85,2
AuCl_3 (к)	-118,4	-53,6	164,4
AuCl_4^- (р)	-322,4	-235,8	268,5
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$ (р)	–	269,5	123,4
AuF_3 (к)	-348,5	-297,5	114,2
$\text{Au}(\text{OH})_3$ (к)	-477,8	-349,8	121,0
Au_2O_3 (к)	-13,0	78,7	134,3
B (г)	544,0	517,6	163,3
B (к)	0	0	5,8

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
BBr ₃ (κ)	–	–237,5	228,5
BCl ₃ (ж)	–427,1	–387,2	206,0
BF ₃ (г)	–1 137,0	–1 120,0	254,4
BF ₄ [–] (р)	–1 572,6	–1 438,0	176,4
B ₂ H ₆ (г)	38,5	89,6	232,0
BN (κ)	–252,8	–226,8	14,8
B(OH) ₄ [–] (р)	–1 354,0	–1 153,7	101,1
B ₂ O ₃ (ам)	–1 254,0	–1 193,7	80,8
HBO ₂ (κ)	–795,0	–736,1	240,2
H ₃ BO ₃ (κ)	–1 094,0	–968,8	88,7
B ₂ S ₃ (κ)	–252,0	–238,1	106,3
Ba (г)	174,6	144,8	170,1
Ba (κ)	0	0	67,0
Ba ²⁺ (р)	–538,0	–561,0	9,6
BaBr ₂ (κ)	–756,5	–732,0	150,0
BaCO ₃ (κ)	–1 219,0	–1 139,0	112,0
BaCl ₂ (κ)	–859,1	–811,4	126,0
Ba(ClO ₃) ₂ (κ)	–	–556,9	234,3
Ba(ClO ₄) ₂ (κ)	–856,0	–535,6	255,2
BaCrO ₄ (κ)	–1 368,0	–1 325,2	155,6
BaF ₂ (κ)	–1 200,0	–1 149,0	96,2
BaI ₂ (κ)	–605,4	–619,0	167,0
Ba(NO ₃) ₂ (κ)	–991,0	–795,0	214,0
BaO (κ)	–558,1	–528,4	70,3
BaO	–629,7	–587,9	65,7
Ba(OH) ₂ (κ)	–950,0	–886,0	124,0
Ba(PO ₄) ₂ (κ)	–3960,2	–3951,4	355,6
BaS (κ)	–460,5	–456,0	78,3
BaSO ₄ (κ)	–1 465,0	–1 353,0	132,0
BaSiO ₃ (κ)	–1 590,1	–1 525,9	109,6
Ba ₂ SiO ₄ (κ)	–2 265,6	–2 145,6	176,1
BaTiO ₃ (κ)	–1 663,6	–1 574,9	108,0
Be (г)	326,5	288,8	136,2
Be (κ)	0	0	9,5
Be ²⁺ (р)	–	–381,2	–196,6
BeBr ₂ (κ)	–330,0	–354,0	103,0
Be ₂ C (κ)	–90,8	–88,3	16,3

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
BeCO ₃ (к)	−982,0	−944,7	67,3
BeCl ₂ (к)	−494,0	−468,0	63,0
BeF ₂ (к)	−1 010,0	−941,0	45,0
BeH ₂ (к)	125,0	115,7	173,0
BeI ₂ (к)	−165,0	−210,0	130,0
BeO (к)	−598,0	−582,0	14,1
Be(OH) ₂ (к)	−907,0	−818,0	55,6
BeSO ₄ (к)	−1 197,0	−1 088,0	90,0
Bi (г)	207,1	159,6	186,9
Bi (к)	0	0	56,9
Bi ³⁺ (р)	81,0	91,9	−175,0
BiCl ₃ (к)	−379,0	−313,1	172,0
BiCl ₄ [−] (к)	−	−482,1	−
BiI ₃ (к)	−108,9	−175,4	234,0
BiOCl (к)	−371,4	−231,2	102,6
Bi ₂ O ₃ (к)	−577,8	−497,3	151,0
Bi(OH) ₃ (к)	−711,8	−580,3	118,0
Bi ₂ S ₃ (к)	−155,6	−152,9	200,4
Bi ₂ (SO ₄) ₃ (к)	−2554,0	−2583,3	−
Br (г)	111,8	82,4	186,9
Br [−] (г)	−218,9	−238,7	163,4
Br [−] (р)	−131,2	−107,1	83,3
Br ₂ (г)	30,9	3,1	245,5
Br ₂ (ж)	0	0	152,2
BrF (г)	−42,4	−57,7	228,9
BrF ₃ (ж)	−303,1	−242,9	178,1
BrF ₅ (г)	−428,9	−350,3	319,2
BrO ₃ [−] (р)	−40,2	1,8	101,1
HBr (г)	−34,1	−51,2	198,6
HBrO (р)	−112,97	−82,4	142,3
C (г)	712,5	669,7	158,0
C (алмаз, к)	1,8	2,8	2,4
C (графіт, к)	0	0	5,7
CBr ₄ (г)	79,5	66,9	230,1
CCl ₄ (г)	−102,9	−60,6	309,7
CCl ₄ (ж)	−135,4	−64,7	214,6
CF ₄ (г)	−933,7	−888,0	216,6

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
CH ₄ (г)	-74,9	-50,8	186,2
Cl ₄ (г)	–	260,9	391,8
CN ⁻ (р)	151,2	171,6	96,4
CO (г)	-110,5	-137,1	197,5
COCl ₂ (г)	-220,3	-266,9	283,9
COF ₂ (г)	-634,2	-619,2	258,5
CO ₂ (г)	-393,5	-394,4	213,1
CO ₃ ²⁻ (р)	-676,3	-528,1	-54,9
CS ₂ (ж)	88,7	64,4	151,0
HCN (ж)	-109,6	-125,6	113,2
HCO ₃ ⁻ (р)	-691,1	-587,1	95,0
H ₂ CO ₃ (р)	-699,5	-619,2	187,4
Ca (г)	177,3	143,6	154,8
Ca (к)	0	0	41,6
Ca ²⁺ (р)	-543,0	-553,0	-55,2
Ca(AlO ₃) ₂ (к)	-2 327,9	-2 210,2	144,3
Ca(BO ₂) ₂ (к)	-2 031,0	-1 924,2	105,2
CaBr ₂ (к)	-674,9	-656,1	130,0
CaBr ₂ · 6H ₂ O (к)	-2 507,9	-2118,9	304,7
CaC ₂ (к)	-62,8	-67,8	70,3
CaCO ₃ (к, кальцит)	-1 206,9	-1128,8	92,6
CaCl ₂ (к)	-795	-750,2	113,6
CaCl ₂ · 6H ₂ O (к)	-2 599,6	-2 198,9	285,1
CaCrO ₄ (к)	-1 380,0	-1 308,8	133,9
Ca(CrO ₂) ₂ (к)	-2 068,6	-1 936,4	120,9
CaF ₂ (к)	-1 214,6	-1 161,9	68,9
Ca(HPO ₄) (к)	-1 815,6	-1682,4	111,5
CaHPO ₄ ·2H ₂ O (к)	-2 405,2	-2 156,2	189,6
CaH ₂ (к)	-188,7	-149,8	42,0
CaI ₂ (к)	-534,7	-529,0	142,0
CaMoO ₄ (к)	–	-1446,4	–
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	105,0
CaO (к)	-635,5	-604,2	39,7
CaO ₂ (к)	-651,7	-598,0	43,1
Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	-896,8	76,1
Ca(PO ₄) ₂ (к)	-4 123,6	-3 887,6	236,0
CaS (к)	-482,7	-477,7	56,5

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}(\kappa)$	-1 577,8	-1437,8	130,6
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\kappa)$	-2 024,0	-1 798,7	194,3
$\text{CaSiO}_3 (\kappa)$	-1 636,0	-1 550,8	82,0
$\text{CaTiO}_3 (\kappa)$	-1 654,8	-1 596,4	—
$\text{CaWO}_4 (\kappa)$	-1 638,6	-1 533,9	151,0
$\text{Cd} (\Gamma)$	111,9	77,4	167,7
$\text{Cd} (\kappa)$	0	0	51,8
$\text{Cd}^{2+} (\text{p})$	-72,4	-77,7	-70,9
$\text{CdBr}_2 (\kappa)$	-315,3	-295,8	138,8
$\text{CdCO}_3 (\kappa)$	-754,6	-674,5	96,7
$\text{CdCl}_2 (\kappa)$	-390,8	-343,2	115,3
$\text{CdF}_2 (\kappa)$	-700,4	-649,5	84,0
$\text{CdI}_2 (\kappa)$	-204,2	-201,3	158,3
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}(\kappa)$	-1 653,2	-1 236,5	393,0
$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\kappa)$	—	-748,9	—
$\text{CdO} (\kappa)$	-200,0	-229,3	54,8
$\text{Cd}(\text{OH})_2 (\kappa)$	-561,5	-473,8	93,0
$\text{Cd}(\text{OH})^{2-}_4 (\kappa)$	—	-755,0	—
$\text{CdS} (\kappa)$	-156,9	-153,2	71,1
$\text{CdSO}_4 (\kappa)$	-934,4	-823,9	123,1
$\text{Cl} (\Gamma)$	121,3	105,3	165,1
$\text{Cl}^- (\Gamma)$	-233,6	-239,9	153,2
$\text{Cl}^- (\text{p})$	-167,2	-131,4	56,5
$\text{Cl}_2 (\Gamma)$	0	0	222,9
$\text{ClF} (\Gamma)$	-49,9	-51,4	217,8
$\text{ClF}_3 (\text{pід})$	-157,7	-117,8	281,5
$\text{ClO}^- (\text{p})$	-110,1	-36,6	33,0
$\text{ClO}_2 (\Gamma)$	105,0	122,3	257,0
$\text{ClO}^-_2 (\text{p})$	-69,0	14,6	100,4
$\text{ClO}^-_3 (\text{p})$	-98,3	-2,6	163,2
$\text{ClO}^-_4 (\text{p})$	-131,4	-10,8	180,7
$\text{Cl}_2\text{O} (\Gamma)$	75,7	93,0	266,2
$\text{Cl}_2\text{O}_7 (\Gamma)$	286,6	399,1	—
$\text{Cl}_2\text{O}_7 (\text{pід})$	251	—	—
$\text{HCl} (\Gamma)$	-91,8	-94,8	186,8
$\text{HCl} (\text{p})$	-166,9	-131,2	56,5
$\text{HClO} (\text{p})$	-124,3	-79,6	129,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
HClO ₄ (рід)	-34,5	84,3	188,0
Co (г)	424,7	380,2	179,4
Co (κ)	0	0	30,0
Co ²⁺ (р)	-59,4	-53,6	-113,0
Co ³⁺ (р)	94,2	129,8	-285,2
CoBr ₂ (κ)	-223,8	-210,5	135,6
CoCO ₃ (κ)	-722,6	-651,0	—
CoCl ₂ (κ)	-325,5	-282,4	106,3
CoCl ₂ · 6H ₂ O (κ)	—	-1735,9	—
CoI ₂ (κ)	-102,1	-97,5	158,2
Co (NH ₃) ₆ ²⁺ (κ)	—	-241,4	—
Co (NH ₃) ₆ ³⁺ (κ)	—	-221,3	333,6
Co(NO ₃) ₂ (κ)	-430,5	-230,5	192,0
Co(NO ₃) ₂ · 6H ₂ O (κ)	-1 655,6	—	—
CoO (κ)	-239,3	-213,4	43,9
Co ₃ O ₄ (κ)	-879,0	-761,5	102,9
Co(OH) ₂ (κ)	-541,0	-456,1	82,0
Co(OH) ₃ (κ)	-730,5	-596,6	83,7
CoS (κ)	-80,8	-82,8	67,4
CoSO ₄ (κ)	-868,2	-761,9	113,4
CoSO ₄ · 7H ₂ O (κ)	—	-2 453,5	406,1
Cr (г)	397,5	352,6	174,2
Cr (κ)	0	0	23,6
Cr ²⁺ (р)	-139,0	-183,4	41,9
Cr ³⁺ (р)	-236,1	-223,2	-215,6
Cr(CO) ₆ (г)	-1 005,8	-950,6	487,6
Cr(CO) ₆ (κ)	-1 077,4	-970,4	314,0
Cr(CO) ₆ (г)	-1 005,8	-950,6	487,6
Cr(CO) ₆ (κ)	-1 077,4	-970,4	314,0
CrCl ₂ (κ)	-395,4	-356,3	115,7
CrCl ₃ (κ)	-570,3	-500,7	124,7
CrF ₃ (κ)	-1 159,0	-1 089,3	94,1
CrF ₆ (κ)	—	-1 090,1	—
CrN (κ)	-123,4	-103,5	52,7
CrO ₃ (κ)	-585,8	-506,3	72,0
Cr ₂ O ₃ (κ)	-1 140,6	-1 059,0	81,2
CrO ₄ ²⁻ (р)	-882,2	-739,9	54,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
CrO_7^{2-} (р)	-1 491,9	-1 305,4	270,6
CrO_2Cl_2 (рід)	-598,7	-524,7	209,2
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ (к)	-677,8	-587,9	81,2
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ (к)	-1 000,0	-849,0	80,3
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-3 308,0	-2 984,0	288,0
Cs (г)	78,1	50,9	175,5
Cs (к)	0	0	84,4
Cs^+ (р)	-247,7	-282,0	133,1
CsBr (к)	-394,6	-383,3	121,0
Cs_2CO_3 (к)	—	-1 039,0	188,7
CsCl (к)	-433,0	-404,2	90,0
CsF (к)	-530,9	-505,4	79,0
CsH (к)	-49,9	-29,3	79,0
CsI (к)	-351,3	-333,5	130,0
CsNO_3 (к)	-494,2	-395,0	49,0
Cs_2O (к)	-317,6	-274,5	123,8
Cs_2O_2 (к)	-402,5	-327,2	118,0
$\text{Cs}(\text{OH})$ (к)	-406,7	-362,3	93,3
CsO_2 (к)	-289,5	-211,3	—
Cs_2S (к)	-364,0	-326,0	146,0
Cs_2SO_4 (к)	-1 642,6	-1 300,0	205,9
Cu (г)	339,3	299,7	166,3
Cu (к)	0	0	33,2
Cu^+ (р)	71,6	50,2	39,3
Cu^{2+} (р)	67,0	65,6	-92,8
CuBr (к)	-103,5	-99,6	96,1
CuBr_2 (к)	-143,0	-131,1	146,0
CuCO_3 (к)	-595,4	-518,3	88,0
CuCl (к)	-137,3	-120,1	87,0
CuCl_2 (к)	-215,6	-171,4	108,1
CuCl_2 (р)	-277,6	-244,6	211,0
$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	-818,6	-660,1	190,6
CuF_2 (к)	-537,6	-487,8	68,6
CuI (к)	-68	-69,7	96,7
CuI_2 (к)	—	-11,7	163,2
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$ (р)	—	-30,5	117,7
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (р)	—	-111,5	280,5

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-305,3	-117,2	192,5
CuO (к)	-162,0	-129,4	42,6
Cu_2O (к)	-173,2	-150,5	92,9
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (к)	-444,3	-359,4	84,0
$\text{Cu}(\text{OH})^{2-}_4$ (р)	-894,3	-658,2	43,3
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (к)	-1 051,0	-900,9	211,6
Cu_2O (к)	-173,2	-150,5	92,9
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (к)	-444,3	-359,4	84,0
$\text{Cu}(\text{OH})^{2-}_4$ (р)	-894,3	-658,2	43,3
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (к)	-1 051,0	-900,9	211,6
CuS (к)	-53,1	-53,6	66,5
CuSO_4 (к)	-770,9	-661,8	109,0
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2 279,4	-1 879,9	300,0
F (г)	79,5	62,4	158,7
F^- (г)	-259,7	-266,6	145,5
F^- (р)	-331,7	-277,9	-13,8
F_2 (г)	0	0	202,9
HF (г)	-270,9	-272,8	173,7
HF (р)	-320,1	-296,9	—
HF^-_2 (р)	-642,3	-576,7	113,6
Fe (г)	416,3	370,7	180,4
Fe (к)	0	0	27,2
Fe^{2+} (р)	-87,2	-79,0	-131,0
Fe^{3+} (р)	-46,4	-4,5	-309,2
FeBr_2 (к)	-251,4	-239,6	140,0
FeBr_3 (к)	-269,0	-246,0	184,0
Fe_3C (к)	25,0	18,8	108,0
$\text{Fe}(\text{CN})^{3-}_6$ (р)	635,1	803,8	267,8
$\text{Fe}(\text{CN})^{4-}_6$ (р)	530,1	769,4	92,1
FeCO_3 (к)	-738,2	-665,1	95,4
$\text{Fe}(\text{CO})_5$ (к)	-764,0	-695,2	338,0
FeCl_2 (к)	-341,8	-302,4	118,0
FeCl_3 (к)	-396,2	-340,2	145,6
FeO (к)	-264,8	-244,3	60,8
Fe_2O_3 (к)	-822,2	-740,3	87,4
Fe_3O_4 (к)	-1 117,1	-1 014,2	146,2
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (к)	-561,7	-479,7	88,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
$\text{Fe}(\text{OH})_4^{2-}$ (р)	–	–770,4	–
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ (к)	–826,6	–699,6	105,0
FeS (к)	–100,4	–100,8	60,3
FeS (пирит,к)	–163,2	–151,8	52,9
FeSO_4 (к)	–929,5	–825,5	21,0
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	–3016,0	–2512,0	409,1
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	–2 584,0	–2 253,0	282,8
FeSiO_3 (к)	–1 195,8	–1 118,3	93,99
FeTiO_3 (ільменіт)	–1 254,0	–1 173,2	142,7
Ga (г)	271,7	233,2	–
Ga (к)	0	0	41,1
Ga^{3+} (р)	–215,8	–161,8	–327,6
GaCl_3 (к)	–524,7	–492,8	133,4
GaF_3 (к)	–	–941,4	83,7
Ga_2O_3 (к)	–1 089,0	–998,2	–
$\text{Ga}(\text{OH})_3$ (к)	–1 014,6	–831,8	84,9
$\text{Ga}(\text{OH})_6^{3-}$ (р)	–	–1 431,0	–
GaP (к)	–121,7	–	–
Ga_2S_3 (к)	–569,0	–	–
GaSb (к)	–41,5	–38,2	80,8
Ge (г)	376,5	335,8	167,7
Ge (к)	0	0	31,3
GeCl_4 (г)	–504,6	–466,0	347,7
GeCl_4 (р)	–569,0	–497,0	251,0
GeF_4 (г)	–1 190,0	–1 150,0	303,0
GeH_4 (г)	90,8	113,2	217,1
GeH_6 (г)	159,4	–	–
GeO (к)	–255,0	–226,8	50,2
GeO_2 (к)	–554,7	–500,8	55,3
GeS (к)	–70,1	–71,0	66,0
GeS_2 (к)	–38,4	–39,9	78,3
GeSe (к)	–82,4	–84,0	79,0
H (г)	218,0	203,3	114,6
H^+ (г)	1536,2	1517,0	108,8
H^+ (р)	0	0	0
H_2 (г)	0	0	130,5
He (г)	0	0	126,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
Hf (г)	702,9	656,9	186,8
Hf (к)	0	0	43,6
HfC (к)	-217,2	-205,6	40,1
HfCl ₄ (к)	-990,0	-901,0	191,0
HfF ₄ (к)	-1 930,0	-1 830,0	113,0
HfO ₂ (к)	-1 117,5	-1 061,1	59,3
Hf(OH) ₄ (к)	—	-361,9	—
Hg (г)	63,1	31,9	174,9
Hg (ж)	0	0	75,9
Hg ²⁺ (р)	173,6	164,8	25,2
Hg ²⁺ ₂ (р)	171,9	153,7	82,2
HgBr ₂ (к)	-169,9	-155,5	179,8
Hg ₂ Br ₂ (к)	-207,1	-181,3	217,7
HgCO ₃ (к)	-553,3	-468,6	184,1
HgCl ₂ (к)	-228,2	-180,9	140,0
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-265,1	-210,8	192,8
HgI ₂ (к)	-105,4	-103,1	184,1
Hg(NO ₃) ₂ (к)	-226,0	—	—
Hg(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O(к)	—	-536,6	—
HgO (к)	-90,9	-58,4	70,3
Hg ₂ O (к)	-91,3	-55,4	130,2
HgS (к)	-59,0	-51,4	82,0
HgSO ₄ (к)	-707,9	-590,0	136,4
Hg ₂ SO ₄ (к)	-744,7	-627,5	200,7
I (г)	106,3	69,5	178,8
I ⁻ (г)	-195,0	-221,0	167,4
I ⁻ (р)	-55,9	-51,7	109,4
I ₂ (г)	62,4	19,4	260,6
I ₂ (к)	0	0	116,2
ICl (г)	17,4	-5,8	247,4
ICl ₃ (к)	-88,3	-22,1	167,2
IF (г)	-125,0	-127,1	235,9
IF ₅ (к)	-834,3	-763,9	328,9
IO ₃ ⁻ (р)	-230,1	-135,6	115,9
HI ()	26,6	1,8	206,5
HI ()	-55,2	-51,5	111,3
H ₅ IO ₆ ()	-761,5	—	—

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
In (г)	–	203,5	173,7
In (κ)	0	0	57,8
In ³⁺ (р)	–182,4	–98,4	–253,7
InAs (κ)	–25,9	–24,2	41,0
InCl (κ)	–186,2	–164,0	95,0
InCl ₃ (κ)	–537,2	–460,0	138,0
In ₂ O ₃ (κ)	–925,9	–831,9	107,9
In(OH) ₃ (κ)	–760,0	–761,6	106,7
InP (κ)	88,7	77,0	31,1
In ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	–2 725,5	–2 385,7	302,1
InSb (κ)	–15,4	–14,1	88,3
Ir (г)	627,6	580,8	178,4
Ir (κ)	0	0	35,5
IrCl ₃ (κ)	–242,7	–198,7	150,6
IrF ₆ (г)	–544,0	–458,7	357,7
IrO ₂ (κ)	–243,0	–188,4	59,0
IrS ₂ (κ)	–125,6	–	105,5
K (г)	89,2	60,7	160,2
K (κ)	0	0	71,5
K ⁺ (р)	–251,2	–281,3	102,5
KAg(CN) ₂ (κ)	–	35,9	142,2
KAlH ₄ (κ)	–166,5	–99,5	128,8
KBF ₄ (κ)	–1 881,5	–1 778,2	50,2
KBH ₄ (κ)	–948,8	–159,4	106,2
K ₂ B ₄ O ₇ (κ)	–3 334,2	–2 998,8	187,4
KBr (κ)	–392,5	–378,8	95,9
KBrO ₃ (κ)	–332,2	–243,5	149,2
KCN (κ)	–112,5	–103,9	137,0
K ₂ CO ₃ (κ)	–1 146,1	–1 059,8	156,3
KCl (κ)	–435,9	–408,0	82,6
KClO ₃ (κ)	–391,2	–289,9	143,0
KClO ₄ (κ)	–430,1	–300,4	151,0
K ₂ CrO ₄ (κ)	–1 382,8	–1 286,0	193,0
K ₂ Cr ₂ O ₇ (κ)	–2 033,0	–1 866,0	291,2
KF (κ)	–567,4	–537,7	66,6
KH (κ)	–63,4	–34,0	50,2
KHCO ₃ (κ)	–959,3	–860,6	128,7

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
KHF ₂ (к)	-928,5	-860,6	104,6
KI (к)	-327,6	-324,1	110,8
KIO ₃ (к)	-508,4	-425,5	151,5
KIO ₄ (к)	-464,9	-391,2	157,7
KMnO ₄ (к)	-813,4	-713,8	171,7
K ₂ MnO ₄ (к)	-1 184,1	–	–
KN ₃ (к)	1,4	77,0	86,0
KNO ₂ (к)	-370,3	-218,6	117,0
KNO ₃ (к)	-493,2	-393,1	132,9
KOH (к)	-425,8	-380,2	79,3
KOH (р)	-477,3	-440,5	91,6
KO ₂ (к)	-280,0	-209,0	46,9
K ₂ O (к)	-363,2	-322,1	94,1
K ₂ O ₂ (к)	-495,8	-429,8	113,0
K ₂ [PtCl ₆] (к)	–	-1 107,9	329,7
KReO ₄ (к)	-1 100,3	-995,7	167,7
K ₂ S (к)	-428,4	-404,2	111,3
K ₂ SO ₃ ·2H ₂ O (к)	-1 116,7	-1 025,0	156,5
K ₂ SO ₄ (к)	-1 433,7	-1 316,4	175,7
K ₄ [Fe(CN) ₆]·3H ₂ O (к)	-1 423,8	-1 097,5	598,0
K ₃ [Fe(CN) ₆] (к)	-173,2	-51,9	420,1
K ₂ TiO ₃ (к)	-1609,2	–	237,2
Kr (г)	0	0	164,0
La (г)	416,7	379,4	182,3
La (к)	0	0	57,3
LaCl ₃ (к)	-1 070,7	-1 028,8	144,3
La ₂ O ₃ (к)	-1 793,1	-1 705,8	128,4
La ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3 932,1	-3 598,2	–
Li (г)	160,5	127,4	139,6
Li (к)	0	0	28,6
LiAlH ₄ (к)	-117,0	-48,4	87,9
LiBr (к)	-350,3	-338,9	66,9
LiCl (к)	-408,3	-384,0	59,3
LiF (к)	-612,1	-584,1	35,9
LiFeO ₂ (к)	-729,02	-672,8	75,3
LiH (к)	-90,7	-68,5	20,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
LiI (κ)	-271,1	-266,9	75,7
LiOH (κ)	-487,2	-442,2	42,8
LiOH (ρ)	-508,7	—	—
Li ₂ CO ₃ (κ)	-1 215,6	-1 132,4	90,4
LiNO ₃ (κ)	-482,3	-389,5	105,0
Li ₂ O (κ)	-595,8	-562,1	37,9
Li ₂ SO ₄ (κ)	-1 434,4	-1 324,7	113,0
Mg (r)	146,4	111,9	148,5
Mg (κ)	0	0	32,7
Mg ²⁺ (ρ)	-467,0	-455,1	138,0
MgBr ₂ (κ)	-517,6	—	117,0
MgBr ₂ ·6H ₂ O (κ)	-2 407,0	-2 054,0	397,0
MgCO ₃ (κ)	-1 113,0	-1 029,3	65,7
MgCl ₂ (κ)	-641,1	-591,6	26,9
MgF ₂ (κ)	-1 113,0	-1 071,0	57,2
Mg(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O (κ)	-2 499,6	-2 115,6	366,0
MgO (κ)	-601,8	-569,6	26,9
Mg(OH) ₂ (κ)	-924,7	-833,7	63,1
MgSO ₄ (κ)	-1 301,4	-1 158,7	91,6
MgSO ₄ ·7H ₂ O (κ)	-3 384,0	-2 868,0	—
Mn (r)	279,2	237,0	173,6
Mn (κ)	0	0	32,0
Mn ²⁺ (ρ)	-223,0	-227,6	-74,9
MnCO ₃ (κ)	-881,7	-811,4	109,5
nCl ₂ (κ)	-481,2	-440,4	118,2
MnCl ₂ ·4H ₂ O (κ)	-1 687,4	-1 426,0	311,5
MnO (κ)	-385,1	-363,3	61,5
MnO ₂ (κ)	-521,5	-466,7	53,1
Mn(OH) ₂ (κ)	-700,0	-618,7	94,9
Mn ₃ O ₄ (гаусманит, κ)	-1 387,6	-1 282,9	154,8
MnO ₄ ⁻ (ρ)	-542,7	-449,4	191,2
Mn ₂ O ₇ (κ)	-728,4	-543,9	—
MnSO ₄ (κ)	-1 066,7	-959,0	112,5
Mo (r)	659,0	604,9	181,8
Mo (κ)	0	0	28,6
Mo(CO) ₆ (κ)	-983,2	-878,6	327,0
MoCl ₂ (κ)	-288,7	-144,8	119,2

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
MoCl ₃ (κ)	−393,0	−204,0	138,0
MoCl ₄ (κ)	−479,5	−391,6	180,0
MoCl ₅ (κ)	−526,8	−420,6	230,0
MoF ₆ (κ)	−1 585,4	−1 473,0	259,7
MoO ₂ (κ)	−589,1	−533,2	46,3
MoO ₃ (κ)	−745,2	−668,1	77,7
MoO ₄ ^{2−} (p)	−996,6	−915,5	58,6
H ₂ MoO ₄ (κ)	−1 046,1	−950,0	−159,0
Mo ₂ C (κ)	−46,0	−46,9	−
MoS ₂ (κ)	−248,1	−239,2	62,6
N (r)	472,8	455,5	153,2
N ₂ (r)	0	0	199,9
NF ₃ (r)	−126,0	−84,4	260,6
NH ₂ OH (κ)	−115,0	−17,4	66,5
NH ₂ OH (p)	−98,3	−23,4	167,4
NH ₃ (r)	−46,2	−16,7	192,6
NH ₄ ⁺ (p)	−132,4	−79,5	114,4
(NH ₄) ₂ Al ₂ (SO ₄) ₄ · 4H ₂ O (κ)	−5 946,9	−4 938,5	686,2
NH ₄ Br (κ)	−270,1	−174,7	112,9
NH ₄ CNS (κ)	−82,0	10,5	261,1
NH ₄ Cl (κ)	−314,2	−203,2	95,8
NH ₄ ClO ₄ (κ)	−295,9	−88,8	184,3
NH ₄ NO ₂ (p)	−237,4	−116,8	253,7
NH ₄ NO ₃ (κ)	−365,4	−183,8	151,0
(NH ₄) ₂ SO ₄ (κ)	−1 180,0	−901,3	220,0
(NH ₄) ₂ CrO ₄ (κ)	−1182,4	−995,8	167,8
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (κ)	−1 799,1	−	−
NH ₄ VO ₃ (κ)	−1 051,0	−886,2	140,6
NO (r)	90,3	86,6	210,6
NOBr (r)	82,2	82,4	273,5
NOCl (r)	52,5	66,9	261,5
NOF (r)	−66,5	−51,0	247,9
NOI (r)	100,0	92,4	282,8
NO ₂ (r)	33,0	51,5	240,2
NO ₂ Cl (r)	12,6	54,4	272,0
NO ₂ F (r)	−108,8	−66,5	260,2
NO ₃ [−] (p)	−207,5	−111,7	147,3

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
NO ₃ F (г)	10,5	73,6	292,8
N ₂ H ₄ (г)	95,4	159,3	238,4
N ₂ H ₄ (ж)	50,50	149,2	121,4
N ₂ O (г)	82,1	104,2	220,0
N ₂ O ₃ (г)	83,3	140,6	307,3
N ₂ O ₄ (ж)	19,1	98,0	209,3
N ₂ O ₅ (к)	-42,7	114,2	178,4
HN ₃ (г)	294,0	328,0	238,9
HN ₃ (ж)	—	327,2	140,6
HNO ₂ (р)	-119,2	-55,6	152,7
HNO ₃ (г)	-135,1	-74,8	266,9
HNO ₃ (ж)	-174,1	-80,8	156,6
Na (г)	108,3	77,3	153,6
Na (к)	0	0	51,5
Na (ж)	2,5	10,5	57,9
Na ⁺ (г)	606,1	575,6	147,9
Na ⁺ (р)	-239,9	-262,1	58,9
NaAlCl ₄ (к)	-1 142,8	-1 041,8	188,3
NaAlH ₄ (к)	-114,5	-48,5	123,9
NaAlO ₂ (к)	-1 132,2	-1 066,3	70,4
NaAlSiO ₄ (к,нефелин)	-4 051,5	-1 960,7	124,3
NaBH ₄ (к)	-183,3	-119,5	101,3
NaBO ₂ (к)	-1 059,0	-922,8	73,4
NaBr (к)	-361,4	-349,3	86,8
NaBrO ₃ (к)	-342,8	-252,6	130,5
NaCN (к)	-89,8	-80,4	118,5
NaCNO (к)	-93,6	-81,4	124,9
NaCNS (к)	-410,0	-362,4	113,0
NaCl (к)	-189,4	-201,3	229,7
NaCl (к)	-411,1	-384,0	72,1
NaClO ₃ (к)	-365,4	-275,0	129,7
NaClO ₄ (к)	-382,8	-282,0	140,0
NaF (к)	-573,6	-543,3	51,3
NaF·HF (к)	-902,8	-806,7	90,7
NaH (к)	-56,4	-38,0	188,0
NaHCO ₃ (к)	-947,7	-851,9	102,0
NaI (к)	-287,9	-284,6	98,5

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
NaNO ₂ (κ)	−359,0	−295,0	106,0
NaNO ₃ (κ)	−466,7	−365,9	116,0
NaN ₃ (κ)	21,3	99,9	70,5
NaOH (κ)	−425,6	−380,7	64,4
NaOH (p)	−470	−419,2	48,1
NaO ₂ (κ)	–	−217,6	115,9
Na ₂ B ₄ O ₇ (κ)	−3 276,6	−3 081,6	189,5
Na ₂ CO ₃ (κ)	−1 131,0	−1 047,5	136,4
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O (κ)	−4 083,5	−3 424,3	564,7
Na ₂ CrO ₄ (κ)	−1 333,0	−1 232,0	174,5
Na ₂ O (κ)	−416,0	−377,1	75,3
Na ₂ O ₂ (κ)	−540,4	−446,9	94,9
Na ₂ S (κ)	−370,3	−354,8	77,4
Na ₂ SO ₃ (κ)	−1 090,0	−1 002,0	146,0
Na ₂ SO ₄ (κ)	−1384,6	−1266,8	149,5
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O (κ)	−4324,2	−3642,9	591,9
Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O (κ)	−2602,4	−1043,0	–
Na ₂ SiO ₃ (κ)	−1525,4	−1427,7	113,8
Na ₃ AlF ₆ (κ)	–	−3140,7	238,5
Na ₃ PO ₄ (κ)	−1935,5	−1819,0	224,7
Nb (r)	724,7	698,1	186,1
Nb (κ)	0	0	36,6
NbCl ₅ (κ)	−797,5	−687,7	226,0
F ₅ (κ)	−1 813,8	−1 698,7	157,3
Nb ₂ O ₅ (κ)	−1 898,0	−1 764,1	137,2
Ne (r)	0	0	146,2
Ni (r)	423,7	378,3	182,1
Ni (κ)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (p)	−53,2	−45,6	−126,1
NiBr ₂ (κ)	−214,0	−201,0	129,0
NiCl ₂ (κ)	−304,2	−258,0	98,1
NiCl ₂ ·4H ₂ O (κ)	–	−1 250,6	–
NiF ₂ (κ)	−661,1	−624,3	73,6
NiI ₂ (κ)	−96,2	−89,1	157,7
Ni(NH ₃) ₄ ²⁺ (p)	–	−253,0	356,5
NiO (κ)	−239,7	−211,6	38,0
Ni(OH) ₂ (κ)	−543,5	−458,3	80,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
Ni(OH) ₃ (к)	-678,2	-541,8	81,6
NiS (к)	-79,0	-76,9	53,3
NiSO ₄ (к)	-873,5	-763,8	103,9
NiSO ₄ ·7H ₂ O (к)	-2 977,4	-2 463,3	378,9
O (г)	246,8	231,8	160,9
O ₂ (г)	0	0	205,0
O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
OH ⁻ (р)	-230,2	-157,4	-10,9
H ₂ O (г)	-241,8	-228,6	188,7
H ₂ O (ж)	-285,8	-237,2	70,1
H ₂ O ₂ (ж)	-187,8	-120,4	100,5
H ₂ O ₂ (р)	-191,4	-133,8	142,4
Os (г)	669,4	621,8	191,6
Os (к)	0	0	32,6
OsO ₂ (к)	-259,4	-209,2	—
OsO ₄ (к)	-394,0	-302,5	164,0
P (г)	314,6	278,3	163,1
P (к, бел.)	0	0	41,1
P (к, черн.)	-38,9	-33,5	22,7
P (к, красн.)	-17,6	-11,9	22,8
P ₄ (г)	58,9	24,5	279,9
PBr ₃ (г)	-132,0	-155,7	348,0
PBr ₃ (ж)	-184,0	-175,7	240,2
PCl ₃ (г)	-287,0	-260,5	311,7
PCl ₅ (г)	-366,0	-305,4	364,5
PF ₃ (г)	-956,5	-935,7	272,6
PF ₅ (г)	-1 593,0	-1 517,2	296,0
PH ₃ (г)	5,4	13,4	210,1
POCl ₃ (ж)	-597,1	-521,3	222,5
POF ₃ (г)	-1 197,3	-1 149,0	284,9
P ₄ O ₆ (к)	-1 640,0	—	—
P ₄ O ₁₀ (к)	-2 984,0	-2697,8	228,8
HPO ₃ (к)	-976,9	—	—
HPO ₄ ²⁻ (р)	-1 298,7	-1 094,1	-36,8
H ₂ PO ₄ ⁻ (р)	-1 302,5	-1 135,1	90,4
H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ (р)	-2278,6	-2 015,0	175,7
H ₃ PO ₃ (р)	-964,8	-856,8	167,3

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
H ₃ PO ₄ (р)	–1 288,3	–1 142,6	–158,1
H ₃ PO ₄ (к)	–1 279	–1 119,1	110,5
Pb (г)	195,6	162,2	175,3
Pb (к)	0	0	64,8
PbCO ₃ (к)	–699,6	–625,9	131,0
PbCl ₂ (к)	–359,8	–314,1	134,3
PbCrO ₄ (к)	–910,9	–819,6	152,7
PbI ₂ (к)	–175,2	–173,6	175,4
Pb(NO ₃) ₂ (к)	–451,7	–256,9	217,9
PbO (к)	–219,3	–189,1	66,2
PbO ₂ (к)	–276,6	–218,3	74,9
Pb ₃ O ₄ (к)	–723,4	–606,2	211,3
Pb(OH) ₂ (к)	–512,5	–451,2	–
PbS (к)	–100,4	–98,8	91,2
PbSO ₄ (к)	–920,6	–813,8	148,7
Pd (г)	393,3	354,8	166,9
Pd (к)	0	0	37,7
PbCl ₆ ^{2–} (р)	–621,7	–440,9	231,0
PbO (к)	–115,5	–85,3	38,9
Pt (г)	564,0	519,1	192,3
Pt (к)	0	0	41,5
PtBr ₄ (к)	–159,0	–105,0	163,5
PtCl ₄ (к)	–229,3	–163,8	267,9
PbCl ₄ ^{2–} (р)	–501,1	–363,0	155,0
PbCl ₆ ^{2–} (р)	–669,9	–485,0	223,6
PbI ₄ (к)	–59,4	–97,9	281,0
PbO ₂ (к)	–134,0	–84,0	69,1
Rb (г)	81,9	54,0	169,9
Rb (к)	0	0	76,2
RbBr (к)	–389,2	–378,1	112,3
Rb ₂ CO ₃ (к)	–1 128,0	–1 046,0	–
RbCl (к)	–430,6	–405,8	91,6
RbF (к)	–549,3	–523,4	75,3
RbH (к)	–54,3	–33,9	–
RbI (к)	–328,4	–325,5	118,0
RbNO ₃ (к)	–489,7	–390,4	140,6
RbOH (к)	–413,8	–364,0	79,5

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
Rb ₂ O (κ)	-330,1	-292,9	108,8
Re (γ)	776,8	731,6	187,8
Re (κ)	0	0	36,5
ReBr ₃ (κ)	-164,4	-140,6	184,1
ReCl ₃ (κ)	-263,6	-200,0	159,0
ReCl ₅ (κ)	-361,0	-252,6	230,0
ReF ₆ (ж)	-1 382,1	-1 270,5	270,6
ReO ₂ (κ)	-423,8	-373,2	72,8
ReO ₃ (κ)	-592,9	-514,4	82,8
Re ₂ O ₇ (κ)	-1 272,0	-1 098,0	207,2
ReO ₄ ⁻ (p)	-791,6	-699,2	202,1
HReO ₄ (κ)	-761,5	-656,9	152,3
ReS ₂ (κ)	-138,9	-173,6	96,2
Re ₂ S ₇ (κ)	-451,4	-422,6	—
Rh (γ)	556,9	510,9	—
Rh (κ)	0	0	31,5
RhCl ₆ ³⁻ (p)	—	-662,3	209,2
Ru (γ)	602,5	555,6	186,4
Ru (κ)	0	0	28,5
RuO ₂ (κ)	-236,4	-184,1	60,7
RuO ₄ (κ)	-239,3	-150,6	141,0
S (γ)	273,0	232,4	167,7
S (κ, монокл.)	0,4	0,2	32,6
S (κ, ромб.)	0	0	31,9
S ²⁻ (p)	35,8	92,5	-26,8
S ₂ (γ)	127,6	78,6	228,2
S ₈ (γ)	102,0	45,6	444,2
S ₂ Cl ₂ (ж)	-58,2	—	—
SO ₂ (γ)	-296,9	-300,2	248,1
SO ₂ (κ)	-331,1	—	—
SO ₂ Cl ₂ (ж)	-391,2	-305,0	216,3
SO ₃ (γ)	-396,1	-370,0	256,4
SO ₃ (ж)	-439,0	-368,0	122,1
SO ₃ (κ)	-454,5	-369,0	52,3
SO ₃ ²⁻ (p)	-635,5	-485,2	-29,3
SO ₄ ²⁻ (p)	-910,9	-744,9	20,1
H ₂ S (γ)	-21,0	-33,8	205,7

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
H ₂ S (р)	-39,8	-27,9	121,3
H ₂ SO ₄ (ж)	-814,2	-690,3	156,9
Sb (г)	268,6	228,5	180,0
Sb (κ)	0	0	45,7
SbCl ₃ (κ)	-381,2	-322,5	183,0
Sb ₂ O ₅ (κ)	-1 007,5	-864,7	125,1
Sc (г)	343,1	302,2	174,7
Sc (κ)	0	0	34,3
Sc ₂ O ₃ (κ)	-1 908,6	-1917,5	77,0
Se(κ)	0	0	34,3
Se (сг)	5,4	2,7	51,5
SeF ₆ (г)	—	-928,9	313,8
SeO ₂ (г)	-125,8	-133,2	264,8
SeO ₂ (κ)	-225,7	-171,6	66,7
H ₂ Se (г)	33,0	19,7	218,8
Si (г)	468,61	407,6	167,9
Si (κ)	0	0	18,8
SiC (κ)	-66,8	-60,4	16,6
SiCl ₄ (ж)	-687,8	-598,3	239,7
SiF ₄ (г)	-1 614,9	-1 572,5	282,6
SiF ₆ ²⁻ (р)	-2 399	-2 210,9	126,9
SiH ₄ (г)	34,7	57,2	204,6
Si ₂ H ₆ (г)	79,9	126,1	274,5
SiO ₂ (κ, кварц)	-908,3	-854,2	42,7
SiS ₂ (ж)	-156,1	-158,6	90,5
H ₂ SiO ₃ (аморф.)	-1 189,1	-1 019,1	—
H ₄ SiO ₄ (аморф.)	-1 480,0	—	—
Sn (г)	302,1	267,3	168,4
Sn (κ, белое)	0	0	51,6
Sn (κ, серое)	-2,1	-0,1	44,2
Sn ²⁺ (р)	-10,5	-27,3	-22,7
n ⁴⁺ (р)	-2,4	-2,4	-226,1
SnCl ₄ (ж)	-528,9	-457,7	299,6
SnH ₄ (г)	162,3	187,8	228,7
SnO (κ)	-286,0	-256,9	56,5
SnO ₂ (κ)	-580,8	-519,9	52,3
Sn(OH) ₂ (κ)	-506,3	-491,6	87,7

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
Sn(OH) ₄ (κ)	–	–946,0	155,0
SnS (κ)	–110,2	–108,3	77,0
SnS ₂ (κ)	–82,5	–74,1	87,5
SnSO ₄ (κ)	–887,0	–	–
Sn(SO ₄) ₂ (κ)	–1 650,0	–1 451,0	155,2
Sr (γ)	164,0	1 30,9	135,1
Sr (κ)	0	0	53,1
Sr ²⁺ (ρ)	–545,5	–557,3	–26,3
SrCO ₃ (κ)	–1 218,4	–1 137,6	97,1
SrCl ₂ (κ)	–828,4	–781,2	117,0
SrF ₂ (κ)	–1 209,2	–1 160,6	81,6
SrI ₂ (κ)	–566,9	–559,8	159,0
Sr(NO ₃) ₂ (κ)	–975,9	–778,2	195,5
SrO (κ)	–590,4	–559,8	54,4
Sr(OH) ₂ (κ)	–959,4	–870,3	86,6
SrS (κ)	–452,3	–447,7	68,2
SrSO ₄ (κ)	–1 451,0	–1 334,3	119,7
Ta (γ)	782,0	739,2	185,1
Ta (κ)	0	0	41,5
TaCl ₅ (κ)	–857,9	–750,5	238,0
TaF ₅ (κ)	–1 903,6	–1 790,8	170,0
Ta ₂ O ₅ (κ)	–2 045,1	–1 910,0	143,0
Tc (γ)	648,5	604,6	181,0
Tc (κ)	0	0	33,5
Tc ₂ O ₇ (κ)	–1 114,6	–937,8	191,9
TcO ₄ [–] (ρ)	–723,8	–630,2	313,8
HTcO ₄ (κ)	–700,5	–591,1	139,3
Te (γ)	191,7	152,0	182,4
Te (κ)	0	0	49,6
TeF ₆ (κ)	–1323,0	–1226,4	337,3
TeO ₂ (γ)	–51,9	–57,3	271,9
TeO ₂ (κ)	–322,6	–270,3	79,8
Ti (γ)	471,1	426,5	180,2
Ti (κ)	0	0	30,6
TiBr ₄ (κ)	–619,2	–592,0	243,5
TiC (κ)	–209,0	–205,7	24,7
TiCl ₂ (κ)	–516,7	–472,7	105,9

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
TiCl ₃ (κ)	-719,6	-654,0	130,1
TiCl ₄ (γ)	-763,2	-726,1	352,2
TiCl ₄ (ж)	-804,2	-737,4	252,4
TiF ₄ (аморф.)	-1 649,3	-1 559,2	134,0
TiH ₂ (κ)	-144,4	-105,1	29,7
TiI ₄ (γ)	-287,0	-337,7	433,0
TiI ₄ (κ)	-386,6	-381,6	246,0
TiN (κ)	-336,8	-308,1	30,4
TiO (κ)	-526,3	-496,9	34,8
O ₂ (κ, рутил)	-943,9	-888,6	50,3
Ti ₂ O ₃ (κ)	-1 518,0	-1 431,0	77,3
H ₂ TiO ₃ (κ)	—	-1 058,6	—
Ti(OH) ₃ (κ)	-1 188,3	—	—
Tl (κ)	0	0	64,2
TlBr (κ)	-172,7	-167,4	122,6
TlCl (κ)	-204,1	-185,0	111,5
TlCl ₃ (κ)	-311,3	-290,8	—
TlF (κ)	-327,0	-306,2	95,7
Tl ₂ O (κ)	-167,4	-153,1	161,1
Tl ₂ O ₃ (κ)	-390,4	-321,4	148,1
Tl(OH) (κ)	-233,5	-190,6	255,2
Tl(OH) ₃ (κ)	-516,6	—	102,1
V (γ)	515,3	469,5	182,2
V (κ)	0	0	28,9
V ²⁺ (p)	-221,9	-218,1	-114,3
V ³⁺ (p)	-257,9	-242,8	-271,5
VCl ₂ (κ)	-452,2	-406,1	97,1
VCl ₃ (κ)	-582,4	-516,5	131,0
VCl ₄ (ж)	-569,8	-505,6	259,0
VF ₂ (κ)	-837,4	-791,3	77,5
VF ₅ (ж)	-1 480,9	-1 378,4	191,9
VN (κ)	-217,2	-191,2	37,3
VO (κ)	-431,8	-402,6	33,6
VO ²⁺ (p)	—	-456,1	-108,8
VO ₂ (κ)	-720,0	-665,0	51,6
V ₂ O ₃ (κ)	-1 219,1	-1 139,4	98,3
V ₂ O ₅ (κ)	-1 552,0	-1 421,2	131,0

Продовження таблиці Г.1

1	2	3	4
W (κ)	844,3	802,3	173,9
W (κ)	0	0	32,7
WC (κ)	-41,0	-39,5	35,0
W(CO) ₆ (κ)	-877,0	-825,9	418,4
WF ₆ (κ)	-1 721,5	-1 635,9	353,5
WO ₂ (κ)	-589,6	-533,9	50,6
WO ₃ (κ)	-842,7	-763,9	75,9
WO ₂ Cl ₂ (κ)	-835,5	-753,8	186,6
WO ₄ ²⁻ (κ)	-1 115,5	-920,5	62,8
H ₂ WO ₄ (κ)	-1132,0	-1036,4	117,2
Y (Γ)	426,8	384,9	—
Y (κ)	0	0	46,0
YCl ₃ (κ)	-982,4	-900,0	136,8
Y ₂ O ₃ (κ)	-1 904,0	-1 800,0	99,2
Y(OH) ₃ (κ)	-1 412,5	-1 290,0	96,3
Zn (Γ)	130,7	95,2	160,9
Zn (κ)	0	0	41,6
Zn ³⁺ (p)	-153,7	-147,3	-110,7
ZnBr ₂ (κ)	-329,7	-312,4	136,0
ZnCO ₃ (κ)	-810,7	-732,5	92,5
ZnCl ₂ (κ)	-415,1	-369,4	111,5
ZnF ₂ (κ)	-764,4	-713,5	73,7
ZnI ₂ (κ)	-208,2	-209,3	161,5
Zn(NH ₃) ₄ ²⁺ (p)	-67,7	-53,6	—
Zn(NO ₃) ₂ (κ)	-514,6	-298,8	193,7
Zn(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O (κ)	-1 111,1	-795,9	258,2
Zn(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O (κ)	-2 306,8	-1 174,9	258,2
ZnO (κ)	-350,6	-320,7	43,6
Zn(OH) ₂ (κ, ромб)	-645,4	-555,9	77,0
Zn(OH) ₄ ²⁻ (p)	—	-905,4	—
ZnS (κ)	-205,4	-200,7	57,7
ZnSO ₄ ·6H ₂ O (κ)	-2 780,8	-2 325,6	363,8
ZnSO ₄ ·7H ₂ O (κ)	-3 078,5	-2 563,9	388,7
Zr (Γ)	608,4	566,0	181,2
Zr (κ)	0	0	39,0
ZrC (κ)	-206,7	-197,4	33,3
ZrCl ₄ (κ)	-979,8	-889,3	181,4

Закінчення таблиці Г.1

1	2	3	4
ZrF ₄ (κ)	−1 911,3	−1 809,9	104,6
ZrO ₂ (κ)	−1 100,6	−1 042,8	50,4
ZrOCl ₂ (κ)	−986,6	−992,4	—
ZrOCl ₂ ·8H ₂ O (κ)	−3 468,0	−2 989,0	—

ДОДАТОК Д

Таблиця Д.1 – Стандартні електродні потенціали деяких систем у водних розчинах

Рівняння процесу	E^0 , В
1	2
Азот	
$3\text{N}_2 + 2e^- = 2\text{N}_3^-$	-3,4
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,15
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + e^- = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	0,14
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + e^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + e^- = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
Алюміній	
$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{AlF}_6^{3-} + 3e^- = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,663
Барій	
$\text{Ba}^{2+} + 2e^- = \text{Ba}$	-2,905
Берилій	
$\text{Be}^{2+} + 2e^- = \text{Be}$	-1,847
Бор	
$\text{BF}_4^- + 3e^- = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,04
$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3e^- = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165
Бром	
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76

Продовження таблиці Д.1

1	2
$\text{Br}_2 + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,88
Ванадій	
$\text{V}^{2+} + 2e^- = \text{V}$	1,175
$\text{V}^{3+} + 3e^- = \text{V}$	-0,255
$\text{VO}_2^+ + 4\text{H}^+ + 5e^- = \text{V} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,25
Вісмут	
$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3e^- = \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,46
$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,320
$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,8
Водень	
$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,251
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Вольфрам	
$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{W} + 6\text{OH}^-$	-1,05
$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e^- = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,049
Галій	
$\text{Ga}^{3+} + 3e^- = \text{Ga}$	-0,53
Гафній	
$\text{Hf}^{4+} + 4e^- = \text{Hf}$	-1,70
Германій	
$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Ge}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,363
$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
$\text{Ge}^{2+} + 2e^- = \text{Ge}$	0,000

Продовження таблиці Д.1

1	2
Залізо	
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,53
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,356
$\text{Fe}^{3+} + e^- = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,700
Золото	
$\text{Au}(\text{CN})_2^- + e^- = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	0,61
$\text{Au}^{3+} + 2e^- = \text{Au}^+$	1,401
$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	1,498
$\text{Au}^+ + e^- = \text{Au}$	1,692
Йод	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10e^- = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2e^- = 2\text{I}^-$	0,536
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2e^- = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,6
$\text{IO}_4^- + \text{H}^+ + 2e^- = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,64
Іридій	
$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,93
$\text{Ir}^{3+} + 3e^- = \text{Ir}$	1,15
Кадмій	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403

Продовження таблиці Д.1

1	2
Калій	
$K^+ + e^- = K$	-2,924
Кальцій	
$Ca^{2+} + 2e^- = Ca$	-2,866
Кисень	
$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	0,401
$O_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2O_2$	0,682
$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	1,228
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$	1,776
$O_3 + 2H^+ + 2e^- = O_2 + H_2O$	2,07
Кобальт	
$Co(CN)_6^{3-} + e^- = Co(CN)_6^{4-}$	-0,83
$Co^{2+} + 2e^- = Co$	-0,277
$Co(NH_3)_6^{3+} + e^- = Co(NH_3)_6^{2+}$	0,1
$Co(OH)_3 + e^- = Co(OH)_2 + OH^-$	0,17
$Co^{3+} + 3e^- = Co$	0,33
$Co^{3+} + e^- = Co^{2+}$	1,808
Кремній	
$SiO_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- = Si + 6OH^-$	-1,7
$SiFe_6^{2-} + 4e^- = Si + 6F^-$	-1,2
$SiO_3^{2-} + 6H^+ + 4e^- = Si + 3H_2O$	-0,455
Літій	
$Li^+ + e^- = Li$	-3,045
Магній	
$Mg^{2+} + 2e^- = Mg$	-2,363

Продовження таблиці Д.1

1	2
Марганець	
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	1,179
$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}^- + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{Mn}^{3+} + e^- = \text{Mn}^{2+}$	1,509
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Мідь	
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + e^- = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{CuI} + e^- = \text{Cu} + \text{I}^-$	0,185
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2e^- = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	0,153
$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	0,337
$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	0,52
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e^- = \text{CuCl}$	0,53
$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e^- = \text{CuBr}$	0,64
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e^- = \text{CuI}$	0,84
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + e^- = \text{Cu}(\text{CN})_2^-$	1,12
Молібден	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
$\text{MoO}^{2+} + 3e^- = \text{Mo}$	-0,200
$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e^- = \text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,154
Миш'як	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Натрій	
$\text{Na}^+ + 2e^- = \text{Na}$	-2,714

Продовження таблиці Д.1

1	2
Никель	
$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,49
Ніобій	
$\text{Nb}^{3+} + 3e^- = \text{Nb}$	-1,1
$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10e^- = 2\text{Nb} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,65
Олово	
$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2e^- = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,90
$\text{SnF}_6^{2-} + 4e^- = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,136
$\text{SnO}_6 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
$\text{Sn}^{4+} + 4e^- = \text{Sn}$	0,01
$\text{Sn}^{4+} + 2e^- = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Осмій	
$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8e^- = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85
$\text{Os}^{2+} + 2e^- = \text{Os}$	0,85
Паладій	
$\text{Pd}_6^{2-} + 2e^- = \text{PdI}_4^{2-} + 2\text{I}^-$	0,623
$\text{Pd}^{2+} + 2e^- = \text{Pd}$	0,987
$\text{PdCl}_6^{2-} + 2e^- = \text{PdCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	1,288
Платіна	
$\text{Pt}^{2+} + 2e^- = \text{Pt}$	1,188
Реній	
$\text{ReO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{ReO}_4 + 4\text{OH}^-$	-0,595
$\text{ReO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 7e^- = \text{Re} + 8\text{OH}^-$	-0,584
$\text{ReO}^{3+} + 3e^- = \text{Re}$	0,3
$\text{ReO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7e^- = \text{Re} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,37

Продовження таблиці Д.1

1	2
Родій	
$\text{Rh}^{3+} + 3e^- = \text{Rh}$	0,8
Ртуть	
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}$	0,788
$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	0,850
$2\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
Рубідій	
$\text{Rb}^+ + e^- = \text{Rb}$	-2,925
Рутеній	
$\text{Ru}^{2+} + 2e^- = \text{Ru}$	0,45
$\text{RuO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ru} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,79
Свинець	
$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126
$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{PbO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,2
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449
$\text{Pb}^{4+} + 2e^- = \text{Pb}^{2+}$	1,694
Селен	
$\text{Se} + 2e^- = \text{Se}^{2-}$	-0,92
$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	0,366
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,741
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
Сірка	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
$\text{S} + 2e^- = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8e^- = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149

Продовження таблиці Д.1

1	2
$S + 2H^+ + 2e^- = H_2S$	0,17
$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- = SO_3^{2-} + H_2O$	0,22
$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- = S + 4H_2O$	0,357
$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	2,010
Срібло	
$Ag(CN)_2^- + e^- = Ag^+ + 2CN^-$	-0,29
$Ag(NH_3)_2^+ + e^- = Ag + 2NH_3$	0,373
$Ag^+ + e^- = Ag$	0,799
Стронцій	
$Sr^{2+} + 2e^- = Sr$	-2,888
Сурьма	
$SbO_2^- + 2H_2O + 3e^- = Sb + 4OH^-$	0,675
$SbO^+ + 2H^+ + 3e^- = Sb + H_2O$	0,212
$SbO_2^- + 4H^+ + 3e^- = Sb + 2H_2O$	0,446
$Sb_2O_5 + 6H^+ + 4e^- = SbO^+ + 3H_2O$	0,58
Талій	
$Tl^+ + e^- = Tl$	0,336
$Tl^{2+} + 2e^- = Tl^+$	1,252
Тантал	
$Ta_2O_5 + 10H^+ + 10e^- = 2Ta + 5H_2O$	-0,750
Телур	
$Te + 2e^- = Te^{2-}$	-1,14
$Te + 2H^+ + 2e^- = H_2Te$	-0,72
$TeO_3^{2-} + 3H_2O + 4e^- = Te + 6OH^-$	0,57
$TeO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- = TeO_3^{2-} + H_2O$	0,892
$H_6TeO_6 + 2H^+ + 2e^- = TeO_2 + 4H_2O$	1,02

Продовження таблиці Д.1

1	2
Технецій	
$\text{Tc}^{2+} + 2e^- = \text{Tc}$	0,4
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7e^- = \text{Tc} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,47
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,5
Титан	
$\text{Ti}^{2+} + 2e^- = \text{Ti}$	-1,630
$\text{Ti}^{3+} + 3e^- = \text{Ti}$	-1,23
$\text{TiF}_6^{2-} + 4e^- = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	1,19
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,88
$\text{Ti}^{3+} + e^- = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O} + e^- = \text{Ti}(\text{OH}_2)_6^{3+}$	0,1
Вуглець	
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^- = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
Фосфор	
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e^- = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
Фтор	
$\text{OF}_2 + 2\text{H}^+ + 4e^- = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
Хлор	
$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e^- = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189

Закінчення таблиці Д.1

1	2
$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,359
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8e^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451
Хром	
$\text{Cr}^{2+} + 2e^- = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,744
$\text{Cr}^{3+} + e^- = \text{Cr}^{2+}$	0,407
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	0,13
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
$\text{CrO}_2^- + 4\text{H}^+ + e^- = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
Цезій	
$\text{Cs}^+ + e^- = \text{Cs}$	-2,923
Цинк	
$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2e^- = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1,26
$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763
$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
Цирконій	
$\text{ZrO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4e^- = \text{Zr} + \text{H}_2\text{O}$	-1,570
$\text{Zr}^{4+} + 4e^- = \text{Zr}$	-1,539
$\text{ZrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Zr} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,43
Лантаноїди	
$\text{La}^{3+} + 3e^- = \text{La}$	-2,522
$\text{Ce}^{3+} + 3e^- = \text{Ce}$	-2,48
$\text{Ce}^{4+} + e^- = \text{Ce}^{3+}$	1,61
$\text{Pr}^{3+} + 3e^- = \text{Pr}$	-2,468
$\text{Pm}^{3+} + 3e^- = \text{Pm}$	-2,423
$\text{Sm}^{2+} + 2e^- = \text{Sm}$	-3,121
$\text{Eu}^{2+} + 2e^- = \text{Eu}$	-3,395

ДОДАТОК Е

Таблиця Е.1 – Довжина хвиль спектра і відповідні їм кольори

Інтервали довжини хвиль, що поглинається, нм	Колір випромінювання, що поглинається	Колір, що спостерігається
400–435	Фіолетовий	Жовто-зелений
435–480	Синій	Жовтий
480–490	Зеленувато-синій	Оранжевий
490–500	Синьо-зелений	Червоний
500–560	Зелений	Пурпуровий
560–580	Жовто-зелений	Фіолетовий
580–595	Жовтий	Синій
595–605	Оранжевий	Зеленувато-синій
605–730	Червоний	Синьо-зелений
730–760	Пурпуровий	Зелений

ДОДАТОК Ж

Таблиця Ж.1 – Загальні константи стійкості комплексних іонів

Комплексний іон	$K_{ст}$	$\lg K_{ст}$
1	2	3
Аміачні		
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$1,74 \cdot 10^7$	7,24
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$3,63 \cdot 10^6$	6,56
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$2,45 \cdot 10^4$	4,39
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{3+}$	$1,99 \cdot 10^{35}$	35,3
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$	$7,25 \cdot 10^{10}$	10,86
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$1,07 \cdot 10^{12}$	12,03
$\text{Hg}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$1,99 \cdot 10^{19}$	19,3
$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	$1,02 \cdot 10^8$	8,01
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$5,01 \cdot 10^8$	8,7
Бромидні		
AgBr_2^-	$2,19 \cdot 10^7$	7,34
AuBr_2^-	$2,88 \cdot 10^{12}$	12,46
BiBr_4^-	$6,92 \cdot 10^7$	7,84
CdBr_4^{2-}	$5,01 \cdot 10^3$	3,7
HgBr_4^{2-}	$1,00 \cdot 10^{21}$	21,00
ZnBr_4^{2-}	$3,16 \cdot 10^{-3}$	-2,5
Гідроксидні		
$\text{Ag}(\text{OH})_2^-$	$1,00 \cdot 10^4$	4,0
$\text{Al}(\text{OH})_4^-$	$1,00 \cdot 10^{35}$	33,0
$\text{Cd}(\text{OH})_4^{2-}$	$2,63 \cdot 10^8$	8,42
$\text{Cr}(\text{OH})_4^-$	$7,94 \cdot 10^{29}$	29,9
$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$	$3,63 \cdot 10^{14}$	14,56
$\text{Fe}(\text{OH})_4^{2-}$	$3,63 \cdot 10^8$	8,56
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$	$5,02 \cdot 10^{17}$	17,70
Йодидні		
AgI_2^-	$5,5 \cdot 10^{11}$	11,74
BiI_4^-	$8,91 \cdot 10^{14}$	14,95
CdI_4^{2-}	$2,24 \cdot 10^5$	5,35

Продовження таблиці Ж.1

1	2	3
HgI_4^{2-}	$6,76 \cdot 10^{29}$	29,83
PbI_4^{2-}	$8,32 \cdot 10^3$	3,92
ZnI_4^{2-}	$3,1 \cdot 10^{-1}$	-0,51
Нітритні		
$\text{Ag}(\text{NO}_2)_2^-$	$6,76 \cdot 10^2$	2,83
Роданідні		
$\text{Ag}(\text{CNS})_2^-$	$1,7 \cdot 10^8$	8,23
$\text{Co}(\text{CNS})_2^{2-}$	$5,12 \cdot 10^{-1}$	-0,309
$\text{Fe}(\text{CNS})_6^{3-}$	$1,70 \cdot 10^3$	3,23
$\text{Fe}(\text{CNS})_4^-$	$3,39 \cdot 10^4$	4,53
$\text{Hg}(\text{CNS})_4^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{21}$	21,23
Тіосульфатні		
$\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$2,88 \cdot 10^{13}$	13,46
$\text{Cu}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$	$1,86 \cdot 10^{12}$	12,27
Фторидні		
AlF_6^{3-}	$4,68 \cdot 10^{20}$	20,67
FeF_6^{3-}	$1,26 \cdot 10^{16}$	16,10
Хлоридні		
AgCl_2^-	$1,1 \cdot 10^5$	5,04
AuCl_2^-	$2,63 \cdot 10^9$	9,42
AuCl_4^-	$2,0 \cdot 10^{21}$	21,30
BiCl_6^{3-}	$2,63 \cdot 10^6$	6,42
CdCl_4^{2-}	$5,01 \cdot 10$	1,7
CuCl_2^-	$2,24 \cdot 10^5$	5,35
HgCl_4^{2-}	$1,66 \cdot 10^{15}$	15,22
SnCl_4^{2-}	30,2	1,48
SnCl_6^{2-}	$6,61 \cdot 10^6$	6,82
ZnCl_4^{2-}	10^{-1}	-1,0
Ціанідні		
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$7,08 \cdot 10^{19}$	19,85
$\text{Au}(\text{CN})_2^-$	$2,0 \cdot 10^{38}$	38,3
$\text{Au}(\text{CN})_4^-$	10^{56}	56

Закінчення таблиці Ж.1

1	2	3
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,29 \cdot 10^{17}$	17,11
$\text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	$1,23 \cdot 10^{19}$	19,09
$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-}$	$1 \cdot 10^{64}$	64
$\text{Cu}(\text{CN})_2^-$	$1,00 \cdot 10^{24}$	24
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	$7,94 \cdot 10^{36}$	36,9
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$	$7,94 \cdot 10^{43}$	43,9
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$9,33 \cdot 10^{38}$	38,97
$\text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{31}$	31,0
Етилендіамінові		
$\text{Co}(\text{en})_3^{3+}$	$4,9 \cdot 10^{48}$	48,69
$\text{Cu}(\text{en})_2^{2+}$	$1,35 \cdot 10^{20}$	20,13
$\text{Ni}(\text{en})_3^{2+}$	$1,29 \cdot 10^{19}$	19,11

ДОДАТОК 3

Таблиця 3.1 – Константи іонізації кислот (значення K_a наведені для $T = 298\text{K}$)

Назва	Формула	K_a	$pK = -\lg K_a$
1	2	3	4
Азотиста	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Азотна	HNO_3	$4,36 \cdot 10$	-1,64
Борна	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Бромна	HBrO_4	$1 \cdot 10^8$	~ -8
Бромноват	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Бромноватиста	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$	8,66
Бромоводнева	HBr	$1 \cdot 10^9$	-9,0
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,76
Германієва	H_4GeO_4		
K_1		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
K_2		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Йодна	H_5IO_6		
K_1		$2,45 \cdot 10^{-2}$	1,61
K_2		$4,3 \cdot 10^{-9}$	8,33
K_3		$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,0
Йодновата	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йодноватиста	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Йодоводнева	HI	$1 \cdot 10^{11}$	-11,0
Кремнева	H_2SiO_3		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Марганцева	HMnO_4	$1 \cdot 10^8$	-8
Марганцевиста	H_2MnO_4		
K_1		$1 \cdot 10^{-1}$	1
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$	10,15
Миш'якова	H_3AsO_4		
K_1		$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
K_3		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Миш'яковиста	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23

Продовження таблиці 3.1

1	2	3	4
Надпероксид водню	HO_2	$6,3 \cdot 10^{-3}$	2,2
Пероксид водню	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	11,70
Роданистоводнева	HSNC	10	-1
Селениста	H_2SeO_3		
K_1		$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,75
K_2		$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
Селенистоводнева	H_2Se		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Селенова	H_2SeO_4		
K_1		$1 \cdot 10^3$	-3
K_2		$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Сірчана	H_2SO_4		
K_1		$1 \cdot 10^3$	-3
K_2		$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94
Серчиста	H_2SO_3		
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сірководнева	H_2S		
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Телуриста	H_2TeO_3		
K_1		$2,7 \cdot 10^{-3}$	2,57
K_2		$1,8 \cdot 10^{-8}$	7,74
Телуроводнева	H_2Te		
K_1		$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
K_2		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Телурова	H_6TeO_6		
K_1		$2,45 \cdot 10^{-8}$	7,61
K_2		$1,1 \cdot 10^{-11}$	10,95
Тіосірчана	$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$		
K_1		$2,5 \cdot 10^{-1}$	0,60
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$	1,72
Вуглецева	$\text{CO}_{2(\text{p})} + \text{H}_2\text{O}$		

Закінчення таблиці 3.1

1	2	3	4
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Оцтова	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфориста	H_3PO_3		
K_1		$3,1 \cdot 10^{-2}$	1,51
K_2		$1,6 \cdot 10^{-7}$	6,79
Фосфорна, орто	H_3PO_4		
K_1		$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,0
Фосфорна, піро	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$		
K_1		$1,2 \cdot 10^{-1}$	0,91
K_2		$7,9 \cdot 10^{-3}$	2,10
Фосфорнуватиста	HPO_2H_2	$5,9 \cdot 10^{-2}$	1,23
Фторводнева	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Фторфосфорна	$\text{H}_2\text{PO}_3\text{F}$		
K_1		$2,8 \cdot 10^{-1}$	0,55
K_2		$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,80
Хлориста	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
Хлорна	HClO_4	$1 \cdot 10^8$	-8
Хлорнувата	HClO_3	$1 \cdot 10^3$	-3
Хлорнуватиста	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Хромовна	H_2CrO_4		
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,80
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Ціанистоводнева	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

ДОДАТОК И

Таблиця И.1 – Константи іонізації основ (значення K_b наведені для $T = 298\text{K}$)

Назва	Формула	K_b	$pK_b = -\lg K_b$
Алюмінію гідроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$		
K_3		$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аміаку розчин	$\text{H}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O}$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Барія гідроксид	$\text{Ba}(\text{OH})_2$		
K_2		$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	15,76
Гідразину розчин	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$9,3 \cdot 10^{-7}$	6,03
Гідроксиламіну розчин	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	$8,9 \cdot 10^{-9}$	8,05
Заліза (II) гідроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_2$		
K_2		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Заліза (III) гідроксид	$\text{Fe}(\text{OH})_3$		
K_2		$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
K_3		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кальцію гідроксид	$\text{Ca}(\text{OH})_2$		
K_2		$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Літію гідроксид	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магнію (II) гідроксид	$\text{Mg}(\text{OH})_2$		
K_2		$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганцю (II) гідроксид	$\text{Mn}(\text{OH})_2$		
K_2		$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Міді (II) гідроксид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$		
K_2		$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Натрію гідроксид	NaOH	5,9	0,77
Свинцю (II) гідроксид	$\text{Pb}(\text{OH})_2$		
K_1		$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Срібла гідроксид	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Стронцію гідроксид	$\text{Sr}(\text{OH})_2$		
K_2		$1,50 \cdot 10^{-1}$	0,82
Хрому (III) гідроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3$		
K_3		$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинку гідроксид	$\text{Zn}(\text{OH})_2$		
K_2		$4 \cdot 10^{-5}$	4,4

ДОДАТОК К

Таблиця К.1 – Густина розчинів деяких кислот, лугів і амоніаку
при 15 °С, г/см³

Массова частка, %	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	KOH	NaOH	NH ₃
1	2	3	4	5	6	7
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,046	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	—
40	1,307	1,251	—	1,411	1,437	—
42	1,324	1,264	—	1,437	1,458	—
44	1,342	1,277	—	1,460	1,478	—
46	1,361	1,290	—	1,485	1,499	—
48	1,380	1,303	—	1,511	1,519	—
50	1,399	1,316	—	1,538	1,540	—
52	1,419	1,328	—	1,564	1,560	—
54	1,439	1,340	—	1,590	1,580	—
56	1,460	1,351	—	1,616	1,601	—

Продовження таблиці К.1

1	2	3	4	5	6	7
58	1,482	1,362	—	—	1,622	—
60	1,503	1,373	—	—	1,643	—
62	1,525	1,384	—	—	—	—
64	1,547	1,394	—	—	—	—
66	1,571	1,403	—	—	—	—
68	1,594	1,412	—	—	—	—
70	1,617	1,421	—	—	—	—
72	1,640	1,429	—	—	—	—
74	1,664	1,437	—	—	—	—
76	1,687	1,445	—	—	—	—
78	1,710	1,453	—	—	—	—
80	1,732	1,460	—	—	—	—
82	1,755	1,467	—	—	—	—
84	1,776	1,474	—	—	—	—
88	1,808	1,486	—	—	—	—
90	1,819	1,491	—	—	—	—
92	1,830	1,496	—	—	—	—
94	1,837	1,500	—	—	—	—
98	1,841	1,510	—	—	—	—
100	1,838	1,522	—	—	—	—

ДОДАТОК Л

Таблиця Л.1 – Розчинність деяких солей і основ у воді*

Аніони	Катіони																		
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺	Mn ²⁺	Fe ³⁺	Fe ²⁺
Cl ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	–	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	M	–	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	–	H	P	P	P	P	P	H	P	P	H	–	H	–	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	–	P	–	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	H	–	P	P	P	H	H	–	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H	–	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	M	H	H	P	–	P	P	H	–	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	–	H	H	H	H	H	H	–	–	–	H	H	H	–	H
SiO ₃ ²⁻	P	P	P	–	–	–	H	H	H	H	H	–	H	–	H	–	H	H	H
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	H	P	M	M	H	H	H	–	–	H	H	H	–	–
PO ₄ ³⁻	H	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻	P	P	P	P	H	–	H	M	M	P	H	–	H	H	H	H	H	H	H

* **P** – розчинна речовина; **M** – малорозчинна; **H** – практично нерозчинна; – означає, що речовина не існує або розкладається водою.

ДОДАТОК М

Таблиця М.1 – Добуток розчинності (ДР) малорозчинних речовин

Речовина	ДР	$p\text{ДР} = -\lg\text{ДР}$
1	2	3
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	12,28
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	15,84
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	9,75
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	11,95
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1 \cdot 10^{-10}$	10,0
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	16,08
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	19,98
Ag ₂ S	$2 \cdot 10^{-50}$	49,7
AuCl ₃	$3,2 \cdot 10^{-50}$	24,5
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	9,40
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	9,93
BaMnO ₄	$2,5 \cdot 10^{-10}$	9,60
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	38,22
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,97
BiI ₃	$8,1 \cdot 10^{-19}$	18,09
Bi ₂ S ₃	$1 \cdot 10^{-97}$	97,0
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	8,32
CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$	3,15
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	10,40
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	28,70
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,6
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	27,8
CoS	$4,0 \cdot 10^{-21}$	20,40
CuCNS	$3,2 \cdot 10^{-20}$	19,49
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	5,92
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	11,96
(CuOH) ₂ CO ₃	$1,7 \cdot 10^{-34}$	33,76
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	45,20
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	47,60
Fe(OH) ₂	$8 \cdot 10^{-16}$	15,1
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	37,20
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$	17,3
HgI ₂	$1 \cdot 10^{-26}$	26,0

Продовження таблиці М.1

1	2	3
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$	51,8
K ₃ [AlF ₆]	$1,6 \cdot 10^{-9}$	8,80
KClO ₄	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
K ₃ [Co(NO ₂) ₂]	$4,3 \cdot 10^{-10}$	9,37
Li ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$	2,40
Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$	9,22
Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$	13
(NH ₄) ₂ IrCl ₆	$3 \cdot 10^{-5}$	4,5
Na ₃ [AlF ₆]	$4,1 \cdot 10^{-10}$	9,39
Ni(CN) ₂	$3 \cdot 10^{-23}$	22,5
NiS	$1 \cdot 10^{-24}$	24,0
PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$	13,13
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	4,79
PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$	13,75
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$	8,98
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	26,60
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	7,80
PtBr ₄	$3,0 \cdot 10^{-41}$	40,5
PtCl ₄	$8,0 \cdot 10^{-29}$	28,1
Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$	92,8
TiCl	$1,7 \cdot 10^{-4}$	3,76
Ti ₂ S	$5,0 \cdot 10^{-21}$	20,30
Ti ₂ SO ₄	$4 \cdot 10^{-3}$	2,4
Zn(CN) ₂	$2,6 \cdot 10^{-13}$	12,59
Zn(OH) ₂	$1,2 \cdot 10^{-17}$	16,92
ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$	23,80

Навчальне видання

Гуріна Галина Іванівна

ХАЛЬКОГЕНИ ТА ЇХНІ ПОХІДНІ

НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК

Відповідальний за випуск *І. С. Зайцева*

Редактор *В. І. Шалда*

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

Дизайн обкладинки *Т. А. Лазуренко*

Підп. до друку 04.07.2019. Формат 60 × 84/16.

Друк на ризографі. Ум. друк. арк. 12,7.

Тираж 50 пр. Зам. №

Видавець і виготовлювач:

Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.

Електронна адреса: rectorat@kname.edu.ua

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:

ДК № 5328 від 11.04.2017.